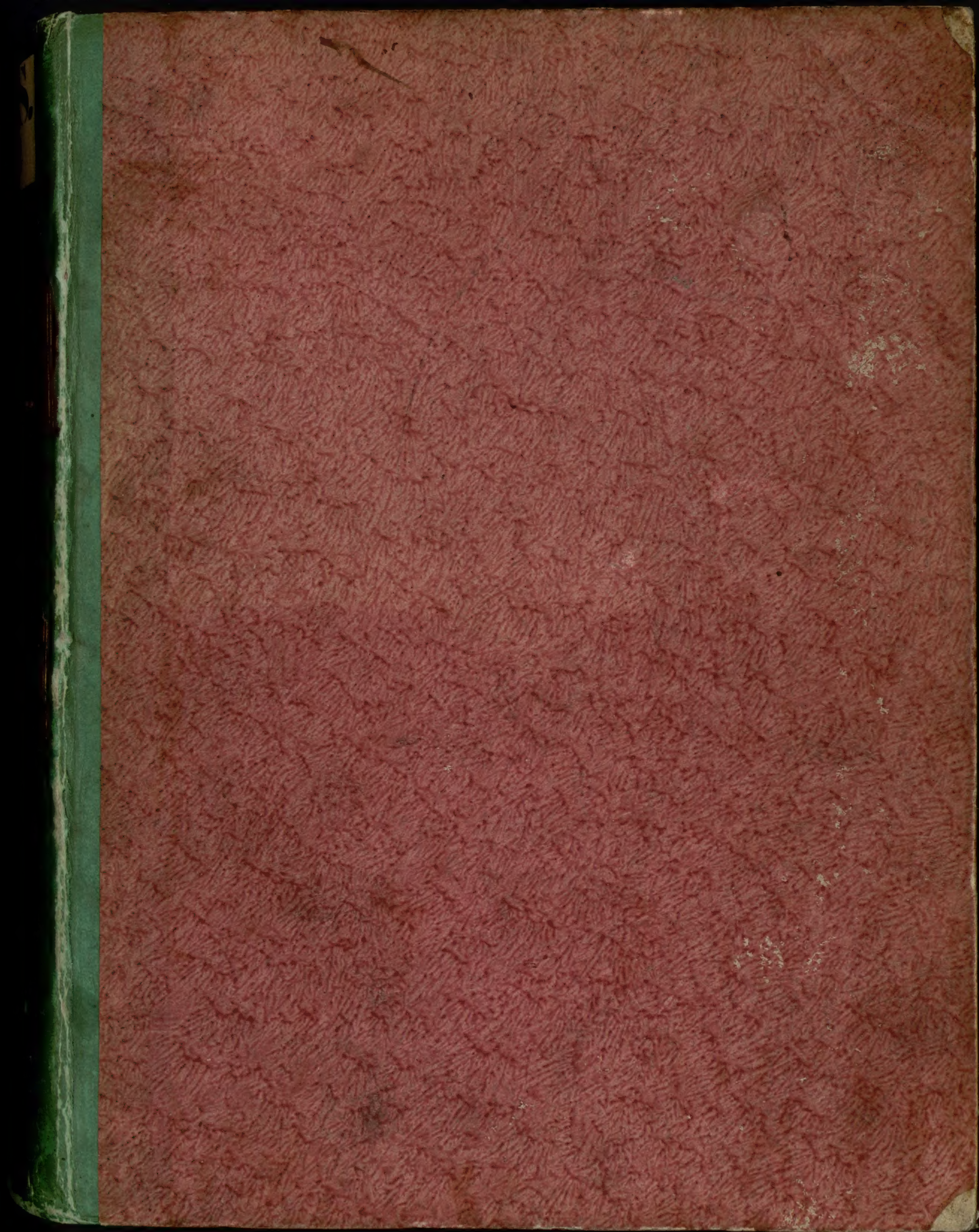
COURS
DE
CHIMIE

1809





Cours de Chimie

Rédigé d'après les Leçons de Mr. Thénard

Professeur au Collège de France

Par Nicolas-Jean-Baptiste-Gaston-Guibourt.

Année 1809.



5 Decembre 1808.

Chimie Minérale



1ère Leçon

La Chimie est une Science qui apprend à connoitre l'action des Elements des corps les uns sur les autres.

Autrefois on admettoit quatre Elements ou principes de tous les autres corps; ces 4 Elements étoient L'Eau, la Terre, le feu et l'air. Cette doctrine a regné longtems; Il existe même encore plusieurs chimistes qui n'en sont pas départis. Cependant ~~plusieurs~~ des hommes Celebres ayant examiné les corps d'une maniere plus exacte, ont trouvé, que les uns que les anciens avoient jusques alors regardés comme simples, étoient formés par la Réunion de plusieurs; et que d'autres au contraire qu'ils regardoient comme composés, étoient réellement des Substances simples. Il est resulté de ces Recherches qu'on connoit aujourd'hui 48 corps simples ou que l'on regarde comme tels parcequ'on n'a pas encore pu les décomposer, car Il se pourroit que quelques uns d'eux ~~fussent~~ Resultassent de la réunion de plusieurs. On pourroit d'après cela admettre que le nombre des corps simples augmentera, puisqu'il seroit possible qu'en décomposant un corps que nous regardons encore comme simple, on le trouvât formé de deux ~~autres~~ principes dont les propriétés differentes de celles que nous connoissons aux autres Elements, nous forçassent ~~feroit~~ à les reconnoitre pour des corps d'une nature particulière.

C'est en Examinant l'action de ces corps simples entre eux et les Résultats de cette action qu'on apprend la Chimie.

La réunion de deux corps donne naissance à un composé:

ainsi par exemple si on verse de l'acide carbonique dans de l'Eau de Chaux, il y a formation d'un composé qui est le Carbonate de Chaux.

Presque toujours le composé qui resulte de la Réunion de deux corps ne ressemble en rien aux Elements qui lui ont donné naissance; tel est le Sulfate de Potasse dont les deux composants, l'acide Sulfurique et la Potasse, pris séparement, sont de violents caustiques, et qu'on employe néanmoins comme purgatif à une assez forte dôse

Attraction

Si lorsqu'on mêle ainsi deux corps, ces corps disparoissent pour ainsi dire pour en former un troisième par leur Combinaison, il faut bien qu'il y ait une force qui porte leurs parties les unes vers les autres: c'est à cette force qu'on a donné le nom d'attraction.

Il ne faut pas ici confondre l'attraction des corps celestes avec l'attraction Chimique. la première a lieu à des distances Immenses tandis que l'autre ne paroit se manifester qu'au point de contact. C'est ainsi que lorsqu'on mêle ensemble deux dissolutions d'acide carbonique et de Soude on ne voit rien se manifester dans la liqueur, et cependant l'attraction y produit son Effet, les deux corps s'unissent et il en resulte un nouveau corps qui est le Carbonate de Soude.

la force d'attraction porte donc les molécules des corps les unes vers les autres. Il faut savoir aussi qu'elle n'est pas la même pour tous les corps. S'il n'en étoit pas ainsi, une fois que deux corps seroient unis, comment pourroit on en opérer la séparation?

Rendons ceci sensible par un Exemple en supposant un corps A uni à un corps B par la force d'attraction.

3/

Si nous présentons à ce composé AB un corps C qui sépare par exemple le corps B du corps A ~~en démi~~ et qui s'unisse à ce corps B. nous en conclurons que le corps C avoit une force attractive plus grande pour B, que celui ci n'en avoit pour le corps A.

C'est d'après la connoissance de ces diferens dégrés d'attraction que les Chimistes parviennent à faire toutes leurs opérations.

Analyse et Sinthèse

Les moyens qu'ils emploient se réduisent à deux, L'analyse et la Sinthèse.

L'analyse est l'art de décomposer les corps, c. a. d. d'en séparer les Elements.

la Sinthèse est l'art de les composer, ou ce qui est la même chose de réunir les Elements qui doivent les former.

On l'Employe souvent comme preuve de l'analyse.

Exemple. Si on chauffe du carbonate de Chaux dans une Cornue et avec un appareil propre à recueillir le gaz qui s'en dégage, on obtient d'une part de la Chaux, et de l'autre de l'acide Carbonique; voila une analyse.

Si maintenant on réunit l'acide Carbonique à la Chaux; on obtiendra du Carbonate de Chaux qui jouira de toutes les pptés de celui qu'on avoit décomposé, voila une Sinthèse.

Il ne faut pas conclure de ce que deux corps ont plus d'attraction l'un pour l'autre que pour tout autre corps, qu'on ne puisse détruire le composé qu'ils forment.

On y parvient très souvent en variant les masses.

Exemple. Soit le corps A ayant pour le corps B, une attraction représentée par 3. Si on ajoute au corps AB un partie d'un corps C qui n'ait ~~pour~~ B qu'une attraction comme 2, il n'y aura pas de décomposition. mais si on en ajoute 100 ou 200 parties, l'affinité deviendra comme

200 ou 400 (?) et il y aura décomposition.

L'attraction Chimique est donc modifiée par les masses.

Elle l'est aussi par la cohésion ou attraction d'aggrégation.

Cette attraction d'aggrégation n'est autre chose que la force qui tend à réunir des molécules homogènes autrement dites particules Intégrantes ou seulement particules.

Cette Cohésion s'oppose à l'attraction Chimique.

Exemple. qu'on présente un morceau de Soufre à un morceau de Plomb, il n'y aura aucune action; mais qu'on divise ~~préalablement~~ les particules de ces corps à l'aide du Calorique, la combinaison aura lieu.

Cela prouve aussi que la combinaison n'a lieu qu'entre les dernières molécules des corps; voila pourquoi avant d'unir les corps entr'eux, il faut toujours les diviser par une force mécanique qui les pulvérise, ou par un agent Chimique qui les dissolve.

les anciens connaissaient très bien cette propriété des Corps; de laquelle vient cet adage si connu, corpora non agunt nisi sint soluta

la Cohésion plus ou moins grande ~~entre~~ les particules des corps constitue leur Etat. Son Effet est modifié par l'action d'un corps que nous allons Examiner et qui est le Calorique.

2e Leçon
Calorique

Calorique

Le Calorique est un fluide qui nous fait éprouver la sensation de Chaleur. Eminemment subtil et élastique il est répandu dans tout l'univers, il penètre tous les corps plus ou moins facilement, et tend lorsqu'il y est libre, à se mettre en Equilibre dans tous.

Répandu dans tous les corps il est continuellement

51

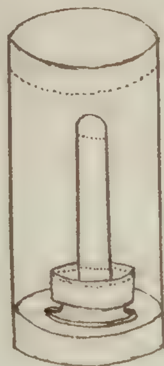
en opposition avec la force d'attraction.

Nous avons défini l'attraction une force qui tend à Rapprocher les molécules des corps et à en ~~ra~~ former des Composés Solides.

Si donc cette force existoit seule; soumettant tous les corps à son action, elle les solidifieroit tous: plus de corps gazeux ou liquides: tout ce qui compose le Globe ne seroit qu'une masse solide, à la surface de laquelle ne pourroient se passer aucuns des Phénomènes que nous y voyons, et qui sont dus à la réaction d'une autre force.

La cause de cette tendance naturelle des corps les uns vers les autres, nous est absolument inconnue. Il semble qu'on ne puisse la chercher que dans la volonté de celui qui les a créés, tandis que l'agent dont il s'est servi pour la graduer appartient réellement à la matière. cet agent comme nous l'avons déjà dit est le Calorique. Il s'intime entre les particules des Corps, les écarte, balance ainsi l'attraction qui ~~unittoit leur~~ tendoit à les réunir et fait passer ces corps, suivant qu'il y est plus ou moins accumulé, de l'État solide à l'état liquide, et de celui ci à l'État gazeux.

Le Calorique en pénétrant les corps les dilate, c'est à dire leur fait occuper un plus grand Espace sans ~~ajouter~~ la même masse, car il n'ajoute pas ~~sensiblement~~ à leur poids.



Expérience. On remplit une petite Cloche de mercure. on y fait passer plein un ~~dé~~ dé d'Ether. on transporte cette Eprouvette dans un verre qui contient un peu de mercure, et on l'y assujettit à l'aide d'une ficelle. on plonge ce petit appareil dans un vase Cylindrique de verre assez haut pour

que, avant étant rempli d'Eau à 40 ou 45°, il en sortit recouverte.

L'Ether se reduit en vapeurs, presse sur le mercure, le fait refouler dans le petit vase, et occupe alors presque toute la capacité de la Cloche.

Lorsqu'ensuite on retire l'appareil de l'Eau et qu'on l'expose à la température de l'air, qui n'est que de quelque dégrés; l'Ether se condense, repasse à l'Etat liquide et occupant alors un espace bien moins grand, le mercure remonte du verre dans la Cloche à la hauteur où il étoit avant l'Expérience.

Le Calorique en pénétrant les corps détruit souvent la force qui unit leurs principes. c'est ainsi qu'on obtient la Chaux en calcinant la Craie qui est un composé de Chaux et d'acide carbonique. Cet Effet a lieu toutes les fois que un ou plusieurs principes du corps soumis à l'action du Calorique, isolés ou combinés entr'eux, ont une grande attraction pour le Calorique.

Le Calorique plus ou moins accumulé dans un corps n'est pas la seule cause avec l'attraction qui fait que ce corps est dans tel ou tel état, le poids de l'athmosphère y entre pour beaucoup. ainsi l'Eau qui à la pression ordinaire de l'air demande 80° pour entrer en Ebullition, se reduit instantanement en vapeurs à 32 ou 35°. sous le Récipient de la machine pneumatique lorsqu'on y fait le vide. ainsi si cette pression n'existoit pas beaucoup de corps que nous voyons liquides seroient gazeux et peutêtre quelques uns qui sont solides se presenteroient à nous à l'Etat liquide.

Le Calorique dilatant les corps en raison directe de son dégré d'accumulation, un corps très sensible à cette dilatation

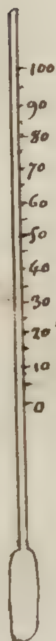
a pu faire naître l'Idée d'apprecier la quantité de Calorique par sa plus ou moins grande dilatation lorsqu'on l'Expose à son action. aussi l'air l'alcool le Mercure qui augmentent sensiblement de volume quand on les plonge dans un milieu plus chaud que celui où ils Etaient, et qui diminuent proportionellement dans un milieu plus froid, ont ils été pris pour Evaluer la quantité de Calorique qui existe dans l'atmosphère, ou dans un milieu quelconque

L'Instrument qu'on a construit avec ces corps a été nommé <u>Thermomètre</u> c'est à dire <u>mesure chaleur</u>.

Thermomètre

Tous les corps auroient pu, à la rigueur, être pris pour faire des thermomètres, mais ils ne presentent pas tous le même avantage dans la Pratique.

Il faut que la dilatation du corps que l'on choisit soit très marquée et ~~[illegible]~~ uniforme autant que possible entre deux degrés Eloignés d'accumulation du calorique. cette dernière condition a lieu surtout pour les corps qui peuvent subir une grande variation dans cette accumulation sans changer d'Etat. le mercure est de tous les corps celui qui par son assez grande stabilité à l'état liquide et sa dilatation uniforme à cet Etat se prête le mieux aux usages ordinaires du thermomètre.



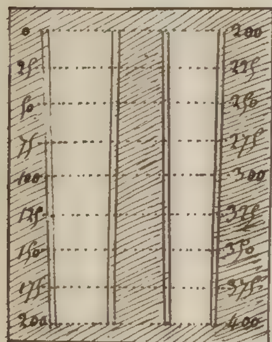
Pour faire un thermomètre à mercure on prend un tube de verre bien calibré, et renflé à son extremité Inferieure, laquelle est fermée. on chauffe ce tube pour en chasser l'air ensuite on le plonge par l'Extremité restée ouverte dans du mercure, le quel y monte par la condensation de l'air Interieur. lorsqu'il y en a suffisamment on plonge le Thermomètre dans l'Eau bouillante, on soude l'Extremité Supérieure du tube et un Instant après (le thermomètre

Calorique

Toujours dans l'Eau bouillante) on marque le point auquel le mercure se fixe. on le laisse refroidir on le plonge dans de la Glace fondante: le mercure se condense. on marque le point auquel il cesse de descendre on marque 0 à ce point et on divise l'espace compris entre celui ci et le premier en 80 ou 100e Parties qui forment autant de Degrés du Thermomètre selon Réaumur ou Centigrade.

Le mercure se volatilisant à une température de 282 degrés ce Thermomètre ne peut servir à déterminer de plus hauts degrés de Chaleur. on y supplée par un Instrument nommé Pyromètre de Wegwood.

Pyromètre



Pour le faire, on forme de petits Cylindres d'alumine. remplissant parfaitement le plus grand vide que laissent entre elles deux règles de Cuivre fixées sur une plaque de même métal et formant un angle dont le sommet est très éloigné; de sorte qu'à une extrémité l'écart qu'elles forment est plus grand qu'à l'autre. on divise les règles en Parties égales et très petites, ce sont les degrés de l'Instrument. la division à laquelle arrive d'abord le petit Cylindre est marquée 0.

Cet Instrument ainsi construit. on place un petit Cylindre dans un Etui de Porcelaine et celui ci dans le milieu dont on veut connoître la température, dans un fourneau par exemple dont on desire connoître le plus grand degré de Chaleur.

Lorsque le fourneau a été chauffé le plus possible et qu'il est bien refroidi, on retire le Cylindre et on le met entre les deux règles.

Comme l'argile se retire au feu, ce qu'on exprime en disant

9

qu'elle y prend du retrait, et que ce Retrait est d'autant plus considérable qu'elle a éprouvé un plus grand coup de feu, le petit Cylindre reporté entre les deux règles, y entre ~~plus avant~~ d'autant plus qu'il a été plus chauffé; et indique par là un dégré comparatif de la Chaleur qu'il a éprouvé.

Mais ce moyen est très Inexact, par l'Impossibilité où l'on est d'avoir toujours des petits Cylindres ~~d'alumine~~ d'une même Dimention, de l'argile d'une Egale pureté, et par l'Inégalité du tems que ces Cylindres restent exposés au Calorique.

Calorique libre

Le Caractère le plus constant du calorique dans son état de liberté est une tendance continuelle à l'Equilibre c'est à dire à se porter du lieu où il est plus accumulé vers celui où il l'est moins.

Pour Expliquer ce Phénomène, nous admettrons entre les Molécules du Calorique, une force Expansive qui croit en raison directe de leur accumulation, et en vertu de laquelle le Calorique qui se trouve dans ~~les~~ corps, y est retenu parceque la force qui tend à l'en Ecarter est balancée par la force expansive du Calorique des corps voisins.

On a comparé cet Etat du Calorique dans les corps à un ressort bandé, et on a désigné la tendance ~~continuell~~ continuelle qu'il a à s'en Echapper sous le nom de Tention

Soient donc Supposés en contact deux corps A et B tels que le Calorique soit en Equilibre dans les deux. nous dirons que la force Expansive qui tend à faire sortir le Calorique du corps A pour le répandre dans le corps B est égale à celle qui tend à le faire sortir de B pour le repandre en A, ce que pour abréger nous exprimerons en disant que Tention A = Tention B. Ces deux forces étant égales

Calorique

et contraires ~~se détruisent~~ doivent se neutraliser et il est évident que l'Etat du calorique dans les deux corps ne changera pas.

Supposons maintenant que A reçoive une nouvelle qté de Calorique. Tension A augmentera dans le même rapport, et l'emportant alors sur tension B, le Calorique passera de A dans B jusqu'à ce que tension B augmentée par cette accumulation de calorique redevienne égale à tension A laquelle de son côté diminue.

à l'aide du même raisonnement et en supposant que la qté de Calorique contenue dans A se trouvât diminuée on expliqueroit comment le Calorique passeroit de B dans A jusqu'à ce qu'il fut en équilibre dans les deux.

Indication du Thermomètre

Il nous sera facile à présent de concevoir l'espèce d'indication que nous donne le Thermomètre.

Supposons un vase plein d'Eau et un Thermomètre, et faisons abstraction de l'air qui les environne.

Cette Eau et le mercure du Thermomètre contiennent l'un et l'autre du Calorique ~~le~~ quel tend à les abandonner. Si cette tendance est égale dans les deux, en plongeant l'Instrument dans l'Eau, le mercure ne montera ni ne descendra, il y aura équilibre à raison de ces tensions égales et le Thermomètre indiquera par le degré observé sur son échelle la température du liquide.

Si la tension du calorique eût été plus grande dans l'Eau que dans le thermomètre, le Calorique se seroit porté dans l'Instrument jusqu'à ce qu'il y fut arrivé

à une tension suffisante pour résister à de nouveaux accroissements ; le Thermomètre après avoir monté tout aussi longtems qu'auroit duré l'Introduction du Calorique dans ces molécules, s'arrêteroit à l'Etat d'Equilibre et indiqueroit alors la Température du liquide.

Si enfin la tension du Calorique eut été moindre dans l'Eau que dans le Thermomètre, l'Excès se seroit répandu ~~dans~~ du Thermomètre dans l'Eau jusqu'au terme d'Equilibre ; le mercure seroit descendu à mesure que le calorique l'auroit abandonné et cessant de descendre lorsque la tension du Calorique y eut été égale à celle qui auroit eu lieu dans l'Eau, il eut indiqué encore la Température de cette Eau.

On voit combien les Thermomètres sont éloignés de nous rien apprendre sur la quantité absolue ni même relative de Calorique que contiennent les corps dont on éprouve par leur moyen la Température : ils nous montrent seulement la manière dont le calorique se met en Equilibre dans les corps, et subdivisent en aliquotes à peu près égales une certaine partie de l'Echelle de la Chaleur dont l'Etendue nous est inconnue.

Lorsqu'on veut faire des Expériences physiquement exactes il faut que l'Instrument soit d'un assez petit volume pour que la quantité de Calorique qu'il donne ou qu'il reçoit, puisse être négligée sans erreur sensible.

Expérience

Supposons actuellement un foyer d'où naisse une Emanation calorifique constante et uniforme et plaçons autour à des distances égales, des masses égales de corps homogènes ; toutes ces masses s'échaufferont également et en même tems ; mais si nous plaçons à distances égales et autour du

Calorique

même foyer des masses égales de corps hétérogènes, une livre d'Eau par exemple, une livre de verre, une livre de mercure; le calorique les pénètrera toutes, elles finiront par indiquer sur le Thermomètre la même température, mais elles arriveront à ce point en des tems différents et par des degrés dissemblables.

Cet Effet dépend de deux causes difficiles à séparer; l'une est la différente perméabilité des corps au calorique, en vertu de laquelle, il faut à ce fluide un tems plus ou moins long pour pénétrer leur tissu; l'autre est la faculté qu'ont tous les corps, mais à des degrés différents, de contenir une certaine quantité de Calorique à laquelle ils font perdre sa pp^té Expansive.

Faculté Conductrice des Corps

Un des Effets de la plus ou moins grande perméabilité des corps au calorique étant de transmettre ce fluide plus ou moins facilement d'un Endroit de leur masse à un autre, on la nommé <u>faculté conductrice des corps pour le calorique</u>.

On a Examiné beaucoup de corps sous ce point de vue, et on a trouvé que les métaux étoient les meilleurs conducteurs du calorique, que les substances vitrifiées l'étoient infiniment moins, et encore moins les matières résineuses.

Quant à l'autre propriété qu'ont les corps de faire perdre à des quantités différentes de calorique sa propriété expansive, et en vertu de laquelle ils exigent différentes quantités de calorique pour passer d'une même température à une autre, on la nomme <u>Capacité des Corps pour le calorique</u>.

Capacité des Corps p^r le Calorique

Le Calorique au quel elle fait perdre son <u>expansivité</u> le

3e Leçon

Calorique Spécifique

nomme calorique combiné ou latent par opposition avec l'autre partie de Calorique que contiennent les corps et qu'on appelle libre ou thermométrique par ce que c'est la seule que le Thermomètre rende Sensible

Il est hors de notre portée de déterminer la quantité absolue de Calorique que contiennent les corps, puisque nous ne pouvons produire le froid absolu ; mais en partant d'un dégré donné de température, il nous est possible de déterminer les quantités relatives de calorique qu'exigent les corps pour parvenir à un autre et même degré.

On a donné à ces quantités relatives de calorique le nom de Calorique Spécifique. on voit qu'elles doivent être en raison des capacités.

Mais avant de dire les moyens qu'on emploie pour connaître la quantité de calorique spécifique des corps, ou le rapport de leurs capacités, revenons sur cette propriété et considérons la, dans des corps homogènes sous un même Etat, dans des corps homogènes sous des Etats differents, enfin dans des corps hétérogènes.

Capacité des Corps Homogènes sous un même Etat

Dans l'expérience où nous avons soumis des masses égales de Corps homogènes à une Emanation calorifique constante, nous supposions ces corps dans le même état et à la même température ; par exemple deux masses égales d'Eau à 10.° et dans ce cas cette Expérience prouve seulement que l'Eau liquide à 10° a toujours la même capacité pour le Calorique. Il s'agit de prouver que cette capacité ne change pas sensiblement pour les corps tant qu'ils restent dans le même Etat, ~~et pour exemple prenons l'Eau liquide~~ -

Calorique

c'est à dire en prenant toujours l'Eau pour exemple, qu'il faut lui communiquer une égale quantité de Calorique pour élever sa température de 10 à 20° que pour l'Elever de 20 à 30, de 30 à 40 &c... jusqu'à ce qu'elle cesse d'être à l'Etat liquide.

En ~~Effet~~ ~~soit~~ prenons une livre d'Eau à 8°, température actuelle de l'atmosphère, et une autre à 45°, mêlons les, le mélange marquera 26° qui est le terme moyen entre 8 et 45 à un demi degré près : ce qui est produit par les vases et par l'air ambiant.

la livre d'Eau à 8° est donc montée de 18° en même tems que la livre d'Eau à 45° est descendue de la même ~~quantité~~, ce qui n'a pu se faire sans que le calorique de celle ci n'eût été absorbé par celle la. nous en concluons qu'il faut la même quantité de Calorique pour faire passer l'Eau de 18° à 26 que pour la faire passer de 26 à 45, et comme le mercure, les autres métaux, enfin tous les corps, présentent le même Effet dans des Circonstances semblables, nous devons rester persuadés que pour faire hausser ou baisser d'un même nombre de degrés la température d'un corps, il faut tant qu'il reste dans le même Etat, lui donner ou lui enlever d'égales quantités de Calorique.

Capacité des Corps Homogènes sous des Etats differents

Mais si on mêle une livre d'Eau à 60° avec une livre de Glace prête à fondre, dont la température est o, bien loin d'obtenir une température moyenne, le mélange marque o lorsque toute la glace est fondue.

les 60° de Calorique de la livre d'Eau ont donc entièrement été employés à faire passer la glace de l'Etat Solide à l'Etat liquide. la livre d'Eau liquide à o contient donc une quantité de Calorique évaluée par 60° sur le Thermomètre

de plus que l'Eau Solide à 0. L'Eau liquide a donc une plus grande capacité pour le calorique que l'Eau Solide, et comme tous les corps que nous pouvons faire changer d'Etat présentent un Effet Semblable, il faut en conclure que les corps de même nature mais sous des Etats differents ne contiennent pas la même quantité de Calorique Spécifique, ou ont une capacité differente pour recevoir le calorique entre leurs molécules, ou exigent des quantités differentes de Calorique pour passer à d'Egaux dégrés de Température.

Lorsqu'on Expose un corps par exemple du plomb à l'action du calorique : ce métal d'abord à la Température de l'atmosphère, s'élève Successivement à 20, 40, 80, 100 200 enfin à 260° : à cette Epoque il s'arrête, se fond, et n'acquiert pas ~~ne marque pas sur le Thermomètre~~ un plus haut dégré de Température, jusqu'à ce que toute la masse soit fondue.

Il en Est de même de la Glace : qu'on la prenne à ~~[illegible]~~ -10° et qu'on la fasse chauffer, elle montera d'abord jusqu'à 0 alors les nouvelles quantités de Calorique qu'on lui communiquera, ne seront plus sensibles au Thermomètre jusqu'à ce que toute la glace soit fondue.

L'Explication de ce Phénomène rentre dans celle de l'Expérience citée d'abord ; et pour la rendre plus palpable supposons un Instant le calorique dans les corps sous la forme d'une Infinité de petits ressorts tendant à écarter les molécules propres et les leurs ; et qui sont d'autant plus tendus que ce fluide y est plus accumulé :

Dans la livre d'Eau à 60° les Ressorts sont extrêmement tendus ou si on veut le calorique y est dans une tension très grande. dans la livre de Glace la tension qu'éprouve ce fluide est bien moindre. le calorique doit donc quitter l'Eau pour la glace. mais alors la glace devient liquide ce qui change la disposition de ses molécules et les rend capables de loger une bien plus grande quantité de Calorique sans ~~qu'il y éprouve~~ que les ressorts dont nous le supposons composé, éprouvent une augmentation d'Elasticité, ou si on veut sans qu'il y éprouve une plus grande tension. ce calorique cesse donc d'être visible par ses ~~Effets~~, il n'a plus d'action sur le thermomètre, il est devenu calorique latent.

Si on chauffe l'Eau elle s'élevera successivement jusqu'au 80° du thermomètre de Réaumur ~~ou~~ jusqu'au 100° du thermomètre Centigrade. alors se présente le même Phénomène que lorsque l'Eau est passée de l'Etat solide à l'Etat liquide. le thermomètre se fixe. l'eau liquide ne s'échauffe pas davantage, les nouvelles qtés de Calorique sont employées à faire passer l'Eau à l'Etat aériforme.

La vapeur est susceptible de s'échauffer et de se raréfier mais si on lui fait éprouver un refroidissement au dessous de 80° R, elle se condense et repasse à l'Etat Liquide.

Nous pouvons Expliquer par les Expériences précédentes pourquoi lors du dégel on voit encore si longtems de la Glace. cela vient de la grande qté de Calorique

17

necessaire pour la faire passer à l'Etat liquide, quantité qu'une atmosphère ayant de 4 à 10° ne peut lui fournir que lentement.

Le Terme de 80° R est fixe pour la volatilisation de l'Eau pure à une pression de 28 P. mais ce terme varie selon que la pression de l'air est plus ou moins forte; ainsi sur les hautes montagnes, la colonne d'air se ~~trouvant raccourcie et parconsequent exerçant moins de pression sur la surface de l'Eau~~, elle passe à l'état aëriforme ~~beaucoup plus tot~~. beaucoup plutôt.

Lorsque l'Eau contient ~~des gaz~~, tel que l'acide Carbonique, elle entre en Ebullition plus promptement mais les premiers fremissements sont occasionnés par l'Echappement de ce gaz.

L'Eau chargée de Sels ~~fixes~~ supporte un degré de Chaleur d'autant plus grand avant de se volatiliser que ces Sels y sont plus solubles et ont plus de peine à s'en separer. ainsi l'Eau chargée de muriate de Soude s'echauffe jusqu'à 110°. saturée de muriate de Chaux elle s'eleve jusqu'à 200.?

Capacité des Corps Hétérogènes

Si des corps homogènes mais dans des Etats differents ont des* differentes capacités pour le calorique; à plus forte raison en sera-t-il ainsi des corps d'une nature differente; c.a.d. que pour élever deux corps hétérogènes égaux en masse, d'un même nombre de dégrés, il faut presque toujours leur communiquer d'inégales quantités de Calorique.

Crawford est le 1er qui est essayé de déterminer ces

Calorique

Méthode de Crawford

différentes capacités en mêlant ensemble des poids égaux de substances hétérogènes dont les températures sont différentes et observant ~~alors~~ la température du mélange ; les capacités sont alors en raison inverse des changements de température.

Ainsi si on mêle une livre d'Eau à 48° avec une livre de mercure à 14°. au lieu de 31° terme moyen pour la température du mélange on aura 47°. le mercure a donc acquis 33° quand l'Eau n'en a perdu qu'un. la quantité de calorique qui élevoit l'Eau du 47e au 48e dégré a donc suffi pour élever le mercure de 33°. la capacité de l'Eau est donc à celle du mercure comme 33 est à 1 ou comme 1 est à 0,0303

Mais ces sortes d'Experiences sont bien loin d'être exactes parceque la quantité de calorique spécifique du vase et l'air ambiant, forment deux inconnues qu'il est presqu'impossible de determiner.

il faudroit aussi pour qu'elles eussent l'Exactitude convenable que les corps n'eussent aucune action entre eux ; car dans le cas contraire qui arrive le plus souvent la température à laquelle se trouve la combinaison, n'est plus celle qui provient de l'Equilibre établi entre les deux corps.

En voici une preuve bien frappante ; lorsqu'on mêle parties égales d'Eau et d'acide sulfurique concentré, tous deux à la température de l'atmosphère, le mélange s'élève de suite à une chaleur qui seroit capable de faire bouillir l'Eau si elle n'étoit retenue à l'Etat liquide

par son attraction pour l'acide. il est a remarquer aussi que le volume du mélange n'equivaut pas à la somme des volumes des deux liquides séparés. il est donc visible que les molécules de ces deux corps se sont concentrées en s'unissant et que c'est à cette concentration qu'est dû le passage d'une partie du calorique de l'Etat latent à l'Etat libre.

× Indique ×

Cette Experience × que le liquide resultant de l'opération contient moins de calorique latent que ses deux composants pris séparément; ~~elle indique que ceux~~ elle Indique qu'il a une capacité differente pour le calorique, mais elle ne donne nullement le rapport des Capacités de l'Eau et de l'acide.

de même si on mêle un sel très soluble avec de la glace, ou seulement si on fait fondre un sel dans l'Eau, il y ~~a prod~~ aura production de froid parceque ce sont deux ou un corps solide qui passent à l'Etat liquide, et la température du mélange ne peut Indiquer le Rapport des capacités.

Methode de MM Lavoisier et Laplace

MM Lavoisier et Laplace voyant l'Imperfection de cette méthode ont Inventé un Instrument nommé Calorimètre servant à déterminer les differents rapports de capacité des corps pour le calorique. Son Usage est fondé sur ce qu'un Kilogramme d'Eau à 60° fond un Kilogramme de Glace à 0. Pour s'en former une Idée on peut se representer une Sphère de Glace creuse si on y met 1 Kilogramme de fer chauffé à 60° et si en recueillant avec soin l'Eau provenant de la Glace fondue dans l'Interieur de la

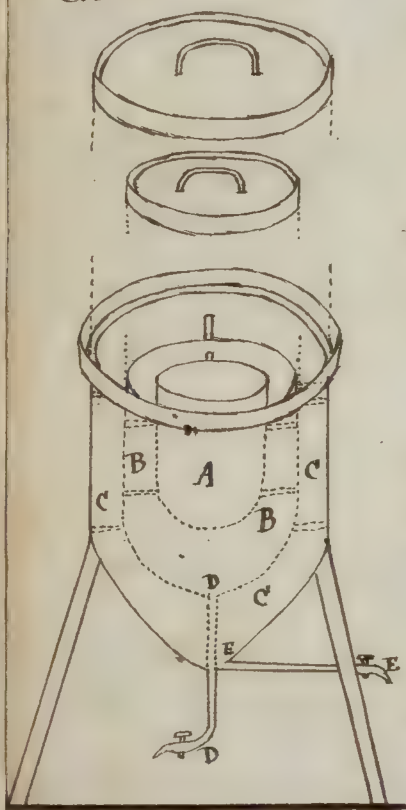
Calorique

Sphère on en trouve par exemple 125 grammes, on dira qu'l'Eau a 8 fois plus de Calorique spécifique que le fer puisque la quantité de Calorique nécessaire pour élever 1000 grammes d'Eau à 60° fait fondre 1000 grammes de Glace tandis que la quantité de Calorique qui élevoit l'Eau

masse égale — ~~même quantité~~ de fer au même degré n'en fait fondre que 125 grammes.

Si le Cuivre par supposition en faisoit fondre 250 gr nous dirions que la capacité du cuivre est à celle du fer comme 2:1 et est à celle de l'Eau :: 2 : 8.

Calorimètre



A la Sphère creuse de Glace qu'il seroit trop difficile de se procurer, ces hommes célèbres ont substitué un Instrument en fer blanc qui la remplace très heureusement.

Il consiste en un vase ~~ayant trois~~ Cylindrique ayant trois cavités Intérieures concentriques. dans celle du milieu A qui est formée par une grille on met le corps Echauffé dont on veut connoître la capacité. le Calorique qui s'échappe de ce corps exerce son action sur une couche de Glace placée tout autour dans la capacité B. Cette seconde capacité a un robinet DD destiné à retirer l'Eau qui s'y est formée. Pour donner à cet appareil toute l'exactitude possible et pour que la glace placée dans ~~la~~ l'Intérieure ne se fonde que par l'action du corps Echauffé, on entoure cette couche de Glace d'une autre placée dans la cavité extérieure C. cette Couche est destinée à subir l'action du calorique contenu dans l'air ambiant l'Eau qui s'y forme se retire par un conduit EE

différents du 1er. enfin on recouvre la cavité intérieure d'un couvercle garni d'un rebord et capable d'être chargé de Glace. on en met un second ~~bien~~ plus grand qui recouvre tout l'appareil et qui garni d'un rebord peut aussi contenir de la glace.

Il est encore plusieurs précautions nécessaires pour s'en servir avec succès. d'abord il faut prendre de la Glace à o car si par exemple elle étoit à 10° au dessous, non seulement la couche intérieure de Glace s'éleveroit à o avant de commencer à fondre, ~~mais encore~~ ce qui rendroit le résultat très trompeur, mais encore toute la masse de Glace contenue dans la capacité extérieure parviendroit à ce terme par la propriété qu'a la Glace d'être conductrice du Calorique.

Il faut aussi dans l'Echauffement qu'on fait subir aux corps destinés à l'Expérience choisir le terme de 80° R ou de 100° ~~ou~~ du Thermomètre Centigrade de préférence à tout autre, au 60° par exemple, parceque l'Eau ne restant qu'un instant à ce terme, il seroit impossible d'Echauffer un corps à cette température: au lieu que l'Eau s'élevant jusqu'au 80° R et n'allant pas au delà, donne un terme fixe et facile à déterminer. ainsi donc si je veux savoir quelle est la capacité du fer pour le calorique comparée à celle de l'Eau je prends un boulet pesant par exemple ~~12 # 6000.~~ 6 Kilogrammes. je le plonge pendant 2 heures dans de l'Eau entretenue à l'Ebullition. je suis bien sûr alors que toute la masse du boulet s'est élevée à 80°. je le retire de l'Eau et le plonge dans la capacité intérieure du calorimètre. les 2 capacités Extérieures sont déja garnies de Glace. j'ajoute les couvercles et je laisse l'appareil 15 heures sans le découvrir. pendant ce tems il est probable que tout l'Effet aura été produit

Calorique

je retire donc la quantité d'Eau fondue dans la capacité Intérieure et la pésant j'en trouve 1000 grammes lesquels divisés par 6 nombre de Kilogr. du fer employé me donnent 166 ^{gr},66 de Glace fondue par un Kilogramme de fer à 80°.

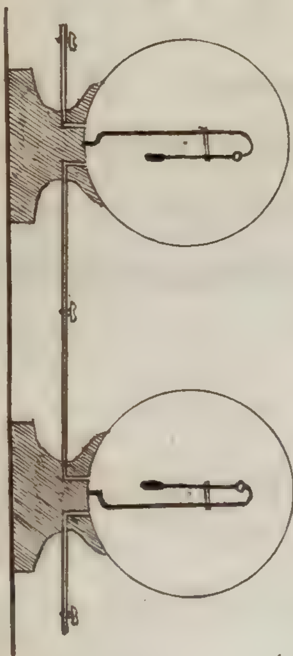
Je répète l'Experience avec 1 Kilogr. d'Eau à 80° et je trouve quelle fond 1333 ^{gr},33 de Glace. le rapport de ces deux quan de glace fondue est de 1 à 8. d'où je conclus que la capacité du fer est à celle de l'Eau comme 1 : 8.

4e Leçon

Capacité des Liquides

Pour déterminer la capacité d'un Liquide ou de tout autr corps susceptible d'agir sur la glace, tels sont les acides et les Sels, on échauffe d'abord un vase de verre à 80° au moyen de l'Eau bouillante. on le met dans le calorimètre et tout étant convenablement disposé, on note exactement la Glace qui a été fondue. ensuite on Introduit dans le vase le corps sur lequel on veut opérer ; on échauffe le Tout à 80°, on le soumet à l'Expérience, et après le tems convenable, on pèse l'Eau form on en soustrait la q^{té} qui a dû être formée par le Calorique Spécifique du vase, et ona celle qui a dû être produite par le calorique Spécifique du corps.

Capacité des Gaz



Quant aux substances gazeuses, jusqu'à présent on ne connoît pas de Moyen de déterminer leur capacité pour le calori, néanmoins les tentatives faites à ce sujet ont appris que plus un gaz est rare et leger et plus il a de capacité pour le Calorique.

voici le moyen que Mr Gay Lussac a employé pour reconn cette propriété

On prend deux grands ballons de même capacité et se commu-niquant par un tuyau garni d'un robinet. dans l'Intérie de Chaque ballon se trouve un thermomètre à mercure et l'un deux A communique à une machine pneumatique.

Le Robinet de communication entre les deux Ballons étant fermé, on fait le vide dans le Ballon A et le Thermomètre présente un phénomène singulier dont néanmoins il est facile de se rendre raison. à chaque coup de Piston, le Thermomètre baisse sensiblement, et cela parceque nul corps ne peut se dilater ou ses molécules ne peuvent s'écarter sans devenir propres à admettre entre elles une plus grande quantité de Calorique qui cesse d'être sensible au Thermomètre. ainsi à chaque fois qu'on tire le piston, la quantité d'air contenue dans le Ballon se Dilate pour remplir le vide formé dans le corps de pompe mais il ne peut se dilater sans qu'une portion de son Calorique libre devienne calorique latent. le thermomètre doit donc Baisser.

Le Calorique traversant le verre (quoique difficilement) quelques Instants après le Thermomètre se retrouve au même dégré que celui du Ballon plein d'air. si alors on ouvre la Communication, l'air contenu dans le ballon B se partagera également dans les deux, et par la raison que nous venons de dire à l'Instant le Thermomètre du Ballon B baissera de quelques dégrés ~~tandis~~ que celui du Ballon A au contraire montera parce que l'air qui y était resté se trouvant de suite refoulé, une partie de son calorique latent repasse à l'état de Calorique Libre.

Si au lieu d'air atmosphérique on Introduit dans les Ballons du gaz hydrogène et qu'on repète l'experience; lorsqu'on fera le vide le Thermomètre descendra beaucoup plus que dans l'Experience précédente, et lorsqu'on ouvrira la Communication entre les deux ballons le Thermomètre B descendra beaucoup plus, et le Thermomètre A remontera bien davantage que ~~dans l'air atmosph.~~

Calorique

cette difference vient de ceque la quantité de calorique passant de l'Etat latent à l'Etat libre ou de l'Etat libre à l'Etat latent est plus grande pour le Gaz hydrogène que pour l'air. Effet qui lui même ne peut provenir que de ce que la Capacité du gaz hydrogène pour le Calorique est plus grande que celle de L'air atmosphérique. et comme cette Expérience répétée avec d'autres gaz offre toujours dans ces corps une capacité pour le calorique en raison inverse de leur densité, il faut en conclure que ce sont les Gaz les plus legers ou les moins denses qui ont une plus grande Capacité pour le Calorique.

Calorique Rayonnant

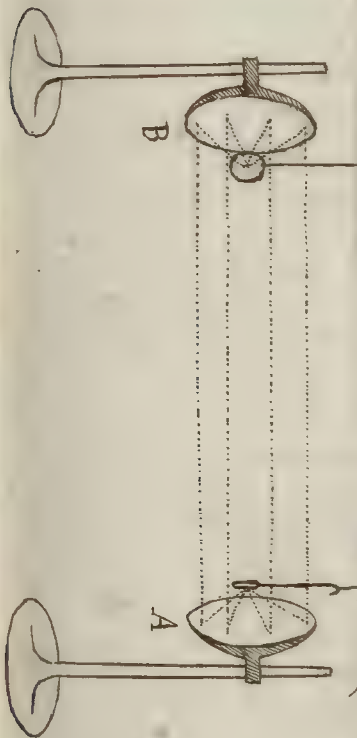
Nous allons examiner actuellement comment le Calorique se transmet à distance. voici le fait qui peut avoir conduit à la connoissance de cette propriété du Calorique.

Supposez être placé à 5 ou 6 Pieds de la porte d'un ~~foyer~~ poële: si on l'ouvre, à l'Instant même vous éprouvez une Chaleur Considérable sans que l'air compris entre vous et le poële soit sensiblement augmenté en température, et on pourra agiter cet Intervalle d'air sans changer la direction du Calorique qui s'échappe du foyer. Ici le Calorique ne semble-t-il pas se rapprocher de la Lumière? ce fait n'offre-t-il pas le même résultat que lorsqu'on transporte une bougie allumée dans un Endroit obscur? cet Endroit en est ~~et~~ Eclairé dans un moment Indivisible, et la lumière n'en frappera pas moins les parois de la Piece si l'air qui les sépare du corps lumineux est agité par plusieurs courants ~~[illegible]~~. Ici la Bougie se trouve être le Centre ou le foyer d'une Infinité de Rayons qui s'en Echappent de tous les points ~~et~~ en tous sens de même dans l'autre car nous devons regarder le feu comme le foyer d'une Infinité de Rayons calorifiques qui s'en échappent de tous les points et en tous sens.

Le Calorique considéré sous ce point de vue a reçu le nom de Calorique Rayonnant.

Cette manière dont le Calorique s'élance des corps qui le dégagent, pour se répandre uniformément à l'entour n'est pas la seule propté qui rapproche ce fluide de la lumière: Comme elle encore il traverse l'air sans ~~l'Echauffer sensiblement~~ que sa marche en soit sensiblement ralentie, et si on lui oppose un corps, il en sera réfléchi sous un angle égal à son angle d'incidence si ce corps est poli et le corps ne s'échauffera pas, ou il en sera absorbé si le corps est dépoli, et produira alors tous les effets du Calorique expliqués précédemment.

Miroirs Concaves



Venons aux preuves. Tout le monde connoît les miroirs ardents ils consistent dans une surface métallique concave très polie qui réfléchissant les rayons solaires, qu'on peut considérer vu l'éloignement comme y arrivant parallèlement, les réunissent en un seul point nommé foyer et y occasionnent une chaleur capable de fondre les métaux les plus refractaires.

On peut imiter l'action des rayons solaires avec un corps en ignition; mais alors pour que les rayons lumineux et calorifiques qui s'en dégagent puissent arriver parallèlement au miroir (que nous allons désigner par A) on ~~place~~ ce corps en ignition au foyer d'un autre miroir B semblable au 1er qu'on place vis à vis à une distance convenable. de cette manière une partie des rayons qui s'échappent du corps en ignition, rencontrent le miroir B. mais ce corps étant poli, ils lui sont renvoyés chacun sous un angle égal à leur angle d'incidence sous la forme d'un faisceau de rayons parallèles vers la surface du miroir A, d'où ils sont ensuite rassemblés par une seconde réflexion au foyer ~~du miroir~~ de ce miroir, avec une intensité qu'ils n'auroient pas eu sans cet artifice.

C'est ainsi qu'en mettant un charbon embrasé à l'un des foyers, on parvient à allumer de l'amadou placé à l'autre.

mais comme dans ce fait il y a dégagement de calorique et de lumière, pour prouver que le Calorique Isolé jouit de la propriété d'être reflechi, faisons chauffer un boulet de fer, laissons le refroidir au point de n'être plus lumineux dans l'obscurité et plaçons le à l'un des foyers : si nous mettons à l'autre la boule d'un Thermomètre, cet Instrument s'élevera de 10 à 12° en 6 minutes, alors s'arretera et redescendra à mesure que le Boulet se refroidit.

Mr Pictet qui le Premier fit cette Experience avec Mr de Saussure, craignant que tout obscur que le boulet leur parut, il ne fut encore lumineux pour des yeux plus sensibles que les leurs, répéterent l'Experience en substituant à ce corps un petit matras rempli d'Eau Bouillante, et ils virent que la chaleur qui s'en ~~[illegible]~~ dégageoit suffisoit pour faire monter un Thermomètre + de quelques degrés.

+ très sensible +

On ne peut donc refuser au calorique Isolé de la lumière la propriété Rayonnante.

Nous prouvons actuellement que comme la lumière il traverse l'air sans l'Echauffer sensiblement ~~et~~ en mettant un Second Thermomètre à peu de distance du foyer.

Il ~~est~~ Reflechi par les corps Polis et absorbé par les corps dépolis ; car si on Essaye de Répéter les Experiences précédentes avec un miroir dépoli +, le Thermomètre placé au foyer n'Indique pas une plus ~~[illegible]~~ haute température mais le miroir qui ~~poli~~ ne s'Echauffoit pas étant poli, acquiert bientot ~~[illegible]~~ dans ce cas-ci un degré de Chaleur très sensible à la main

La Couleur des Corps Influe aussi sur leur propriété de Reflechir ou d'absorber le Calorique ; le Blanc et les couleurs qui s'en approchent le Reflechissent davantage, le noir et tous les couleurs brunes foncées sont plus

27

disposée à l'absorber.
On le prouve ? en noircissant un des miroirs avec la fumée d'une lampe, alors le miroir s'échauffe et meut le thermomètre, ou en faisant alternativement l'Expérience avec un thermomètre dont la boule est nette et avec un dont la boule est noircie. dans ce cas il s'échauffe beaucoup plus. Enfin de deux thermomètres égaux placés dans une même pièce et dont l'un est fait avec de l'alcool ~~cole~~ incolore et l'autre avec de l'alcool très coloré, celui ci marque toujours une température plus élevée. ?

C'est par la connoissance de ces propriétés que l'on peut expliquer : 1° la sensation de chaleur qu'on éprouve en approchant de la joue une feuille de cuivre très ~~mince~~ unie et brillante. cela vient de ce que le calorique qui s'échappe continuellement du corps est reflechi par cette feuille vers l'endroit où on la presente. mais si on vient à faire toucher cette feuille, alors elle fait éprouver une sensation de froid, parcequ'elle contient moins de calorique libre que la peau, et que ce fluide se met en équilibre avec lui même dans tous les corps mis au contact.

2°. Pourquoi de deux bouilloires pleines d'Eau, mises en même tems à une même distance d'un foyer et dont l'une est polie et l'autre noircie par la fumée, celle ci s'échauffe beaucoup plus promptement ainsi que l'Eau qu'elle contient.

Quelque ressemblance que le calorique ait avec la lumière, néanmoins on doit encore les distinguer, puisqu'on peut en quelque sorte séparer son action de celle du fluide lumineux, en interposant une glace de verre bien transparente au milieu de l'intervalle qui sépare les deux miroirs ; le verre comme transparent laisse passer la lumière entièrement

Calorique

et comme difficilement perméable au Calorique, le retient efficacement. En Effet la présence d'une bougie allumée à l'un des foyers ayant fait monter le Thermomètre placé à l'autre de 8° à 16. où il paroissoit stationnaire. on Interposa la Glace de verre et dans l'Intervalle de 9 minutes le Thermomètre descendit à 11°. c.à.d. de plus de la moitié dont il étoit monté sans l'Interposition du verre. en supprimant le carreau le Thermomètre remonta en six minutes jusqu'à 15°.

Cependant la Lumière réfléchie par les miroirs sur le thermomètre ne paroissoit pas sensiblement diminuée par la présence du verre, elle se tamisoit en quelque façon au travers et se séparoit ainsi du Calorique dont la plus grande partie restoit en arrière.

Application

On peut faire l'application des principes de la Réflexion commune qu'éprouvent la lumière et le Calorique par les corps polis et blancs, dans la construction des Cheminées

Il faut pour ne rien perdre des rayons réfléchis incliner les deux plans latéraux de la Cheminée sous un angle de 45° ~~avec~~ la ~~plaq~~ plaque du fond. ces plans recouverts en fayence blanche donneront aussi une Chaleur plus Intense que s'ils étoient en briques

Réflexion apparente du Froid

Mr Pictet qui s'est beaucoup occupé du Calorique ~~Rayon~~ Rayonnant a imaginé de substituer au corps échauffé ou en Ignition un morceau de Glace ou un Matras plein de neige. Il fut extrêmement surpris de voir le Thermomètre placé à l'autre foyer descendre de plusieurs dégrés. il le fit remonter en ôtant le matras, le fit redescendre ~~sur le repla~~ en le remettant, et versant

alors de l'acide nitrique sur la neige, le thermomètre descendit encore de 5 à 6°.

Ce Phénomène, comme il le dit, n'offre qu'une dernière preuve s'il en est besoin de la reflexion du Calorique, et non comme quelques Physiciens l'ont pensé, celle de l'Existence d'un fluide frigorifique qu'ils ont supposé produisant en sens Inverse dans cette Expé-rience le même effet que le Calorique dans les Experiences précédentes

En Effet nous savons que le calorique a une tendance très prononcée à passer d'un corps où il éprouve une grande tension, dans un autre où il ~~est~~ éprouve une moindre. c'est par suite de cette propté, que le corps Echauffé qu'on place au foyer de l'un des miroirs devient le Centre d'une Infinité de Rayons calorifiques qui se répandent dans l'air. mais une partie de ce Calorique Rayonnant rencontrant sur son passage une surface polie est renvoyée en Rayons parallèles vers un autre miroir qui à son tour le réflechit vers un point commun qui est est le foyer, ~~et~~ où alors il penêtre tout corps soumis à son action et dans cette Experience le Thermomètre. mais ce thermomètre ne reçoit ce Calorique que parceque celui qu'il contient est dans une moindre Tension que celui contenu dans le corps placé à l'autre foyer.

Si maintenant on suppose les deux foyers occupés par deux corps ayant la même température, il est certain que ~~ces corps~~ la tendance du calorique à les abandonner étant la même, ces Corps n'éprouveront aucun changement de Température l'un par rapport à l'autre, c'est à dire qu'ils ne pourront qu'augmenter ou diminuer également en Température selon qu'ils contiendront ~~plus~~ moins ou plus de Calorique que l'air ambiant

Calorique

Si Enfin à l'un des foyers, ~~au~~ au lieu d'un corps échauffé au même degré que l'air et le thermomêtre, nous mettons ~~non seulement un corps plus froid qu'eux, mais encore un Corps qui soit~~ un corps qui non seulement soit plus froid qu'eux, mais encore qui soit comme la Glace ou la neige de nature à détruire entierement la tention du Calorique qui lui arrivera, alors nous retomberons dans le 1er Cas où un foyer se trouve plus Elevé en température que l'autre car ici le thermomêtre peut être regardé comme un corps chaud par rapport à la glace. l'air se trouve dans le même cas. la presence du Corps froid ouvrira une espèce de Gouffre au calorique de toute la Chambre Il absorbera d'autant plus puissamment celui du thermomêtre, qu'il y arrivera comme par un Entonnoir, vu que le miroir dont le thermomêtre occupe le foyer, recevant environ un Tiers de ~~cette~~ l'Emanation calorifique de cet Instrument, le reflechit vers l'autre miroir d'où il va se perdre en Entier à son foyer dans la neige ou la glace. on a Ici le même avantage pour absorber le calorique du thermomêtre qu'on avoit pour l'accumuler lorsqu'au lieu d'un corps plus froid que lui on ~~substit~~ mettoit à l'autre foyer un corps plus chaud, et l'experience faite avec la neige ne differe de celle faite avec le boulet ou le matras d'Eau B^te que par la direction selon laquelle se meut le Calorique.

Effets du Calorique Expliqués par Vibrations.

Jusqu'à present pour Expliquer tous les phénomènes que nous presente le Calorique je me suis bien gardé de vous dire que d'autres Physiciens tentoient de les Expliquer à l'aide d'une autre théorie. Ils avançoient d'abord que la Chaleur que nous regardons comme produite par un fluide existant, n'étoit que l'Effet de vibrations auquelles seroient soumises toutes les particules qui composent

les aggrégés visibles. Ils attribuoient les changements de température, à des variations dans l'intensité de ces vibrations. Suivant ce système, les particules Liquides éprouveroient de plus grandes vibrations que les particules Solides, et celles d'une substance gazeuse beaucoup plus que celles d'un Liquide.

mais comme les Effets que nous attribuons au Calorique se produisent à des distances considérables, ne pouvant pas supposer l'air comme transmettant ces vibrations d'un corps à un autre, puisque l'Emanation Colorifique a lieu dans le vide; ils ont bientot été obligés de substituer aux vibrations des particules des Corps les vibrations d'un fluide Elastique qu'ils ont nommé Æther et qu'ils supposent universellement Répandu. Ils font ce fluide susceptible de recevoir des vibrations plus ou moins fortes. ainsi par exemple lorsqu'un corps se trouve dans le même Etat que l'air Environnant, ils disent que les vibrations du fluide qu'ils contiennent sont égales. mais vient-on à augmenter les vibrations du fluide contenu dans le corps supposé, à l'aide du feu ou autrement; alors cette vibration plus grande se communique au fluide contenu dans l'air et au même Instant à celui contenu dans tous les corps Environnants.

Cette Théorie que je ne vous expose que d'une manière très Imparfaite compte encore plusieurs physiciens au nombre de ses défenseurs. dans l'état actuel de la Science, on ne peut entièrement décider laquelle est la meilleure. néanmoins puisqu'il faut en adopter une pour suivre la marche des phénomènes et les rendre raison, quand même l'Existence du Calorique ne seroit pas

Calorique

évidemment prouvée, fluide pour fluide, hypothèse pour hypothèse, je crois que la théorie qui vous a été ~~dévellopée dévellopée~~ développée dans le cours de ces leçons est celle qui explique le plus heureusement et le plus naturellement tous les phénomènes qui se présentent sur cette matière.

5e Leçon

Lumière

Après le Calorique les fluides qui mériteroient le plus de nous occuper par l'ensemble des phénomènes importants qu'ils présentent seroient sans contredit le fluide lumineux et le fluide Electrique, si la presque totalité de ces phénomènes ne rentroit dans le domaine de la Physique : ~~étoit~~ c'est pour cette raison que nous nous contenterons ici de vous donner quelques notions sur le fluide Lumineux.

La Lumière ou mieux le fluide Lumineux est celui qui nous fait passer des Ténèbres à la Clarté, et qui en frappant tous les Corps, nous met en Communication avec eux.

Il paroît nous venir du Soleil, il est éminemment délié et Elastique. on ne peut l'observer que dans ses Effets.

Il traverse l'air sans s'y arrêter, traverse les milieux transparents en y éprouvant une réfraction qui est en raison directe ~~de leur dens~~ et composée de leur densité et de leur combustibilité enfin il est d'autres corps qui ne lui offrant pas un passage libre, ou le Reflechissent lorsqu'ils sont polis ou l'absorbent lorsqu'ils ne le sont pas.

Cette Reflexion ~~et~~ et cette absorbtion sont modifiées par l'arrangement des molécules des corps et par la manière dont la lumière se comporte avec elles.

Il paroît que la lumière est reflechie entièrement par les corps qui nous paroissent blancs plus ou moins par ceux qui nous paroissent de diverses couleurs, et enfin est entièrement absorbée par ceux qui nous paroissent

noire.

La Lumière est la cause de toute Couleur. Un rayon lumineux que l'on fait passer au travers d'un prisme s'y décompose en 7 rayons coloriés qui se peignent dans nos yeux dans l'ordre ci après:

violet, Indigo, Bleu, vert, Jaune, orangé, Rouge.

La Lumière agit sur tous les corps de la nature. elle est nécessaire à la force et à la conservation des Etres organisés; elle a une grande tendance à enlever la partie de l'air qui est respirable aux corps qui la contiennent. elle paroit être la cause des couleurs variées à l'Infini qu'on voit sur les végétaux; les Etres privés de son action, sont languissants et Etiolés. enfin elle a la propriété de décolorer un grand nombre de substances minérales.

Air Athmosphériq:

De L'air atthmosphérique.

avant d'entrer en matière tâchons de nous faire une Idée de la formation de cet Air.

Supposons un Instant que tous les corps qui composent notre ~~globe~~ Univers ~~est~~ forment ~~un tout~~ véritable cahos. admettons qu'alors les forces attractive ~~et~~ Répulsive (1) agissent sur cet amas de matières differentes. Il s'excitera un grand mouvement; tous les corps réagiront les uns sur les autres, et lorsque l'Equilibre qui s'établira entre les deux forces aura fixé la nature et la manière d'être de tous, les uns seront solides, d'autres liquides, enfin un certain nombre auront la forme gazeuse; mais toutes ces substances obéissant à la loi qui tend à rassembler tous les corps avec une force d'autant plus grande qu'ils sont

(1) dont la Cause ~~est~~ le Calorique.

Air

plus denses, bientôt les corps solides formeront un noyau autour duquel se fixeront les corps liquides, et enfin les substances gazeuses étant les moins denses occuperont la place la plus éloignée du centre. rien que par cette reflexion on doit concevoir que l'air atmosphérique ne peut être un Element, car sur un nombre infini de corps differents n'y en auroit-il eu qu'un seul dans lequel la force répulsive l'eut emporté sur la force attractive?

Propriétés Physiques

Si nous cherchons les Propriétés Physiques de l'air, nous verrons qu'il est Invisible, Insipide, Inodore, pésant et Elastique.

De toutes ces Propriétés la plus Essentielle à Etudier en raison des applications aux quelles elle a donné lieu, est sans contredit la Pésanteur. voici ce qui a conduit à la reconnoître.

Des fonteniers de florence ayant tenté d'élever de l'eau à 40 Pieds dans un corps de Pompe, ne purent y parvenir, l'Eau ne s'élevant qu'à trente deux pieds. Ils consultèrent Galilée qui leur répondit d'après les Idées reçues jusque alors que la nature n'avoit horreur du vide que jusqu'à 32 Pieds; mais peu content lui même de cette Réponse, il cherchât une autre cause à ce Phénomène et déjà il l'entrevoyoit lorsque la mort l'arrêta dans ses Recherches.

Torricelli son disciple ayant médité ce Phénomène conjectura que l'eau s'Elevoit dans les pompes par la pression de l'air exterieur, et que cette Pression n'avoit que le dégré de force nécessaire pour contrebalancer le poids d'une colonne d'Eau de 32 Pieds.

ayant pris un tube de verre bien calibré de 30 Pouces de hauteur et fermé hermétiquement par l'une de ses



bouts, il le remplit de mercure privé d'air par l'ébullition et fermant du doigt l'extrémité restée ouverte, il la plongea dans une cuve pleine de mercure; abandonnant alors cette extrémité, il vit le mercure quitter la partie supérieure du tube et après plusieurs balancements se fixer à une hauteur de 28 Pouces. cette hauteur étoit à celle de 32 Pieds comme 1:14 ou en raison inverse des densités de l'Eau et du mercure. il en conclut que cette suspension étoit due à une cause uniforme et constante qui ne pouvoit être comme il l'avoit conjecturé que la pression de l'air qui déterminoit l'Eau ou le mercure à s'élever jusqu'à ce qu'il y eut équilibre.

Pascal et Perrier qui répétèrent cette expérience en France pensèrent que si réellement cette Elévation dans le tube étoit due à la pesanteur de l'atmosphère cette Elévation devroit diminuer en faisant l'expérience à différentes hauteurs. Ce dernier fit donc l'expérience au bas et au haut du Puy de dôme et observa qu'en effet le mercure ~~baissoit~~ baissoit dans le tube, à mesure qu'il s'élevoit davantage.

l'Air s'oppose à la Gazéification des Liquides

L'air s'oppose à la Gazéification des liquides. nous lui devons la liquidité des Ethers qui sans cela seroient constamment à l'Etat aëriforme. on le prouve en mettant sous le récipient de la machine pneumatique un petit vase tout à fait rempli d'Ether et bien recouvert par une vessie humectée, le haut du récipient est garni d'une boite à cuir traversée par une tige métallique très pointue on fait le vide et on crève la vessie. L'Ether commence aussitôt à bouillir avec une étonnante activité. on le voit à mesure disparoître pour se transformer en un gaz qui bientôt occupe tout le récipient.

Air

Faites chauffer de l'Eau jusqu'au 40e degré du thermomètre C. mettez en dans un petit vase sous le recipient de la machine pneumatique et faites le vide, vous verrez l'Eau entrer en Ebullition dès qu'il sera un peu avancé; mais alors la vapeur qui se forme occupant la capacité du Recipient et pésant sur l'Eau, l'Ebullition cesse un instant pour recommencer dès que cette vapeur se trouve enlevée.

Propriétés Chimiques

Si après avoir ~~Considéré les Propriés~~ Examiné les propriétés physiques de l'air, nous cherchons à connoître ses pptés Chimiques, nous voyons qu'il est Essentiel à la combustion et à la Respiration.

Experiences. Si on met une bougie sous le Recipient de la machine pneumatique et qu'on en épuise brusquement l'air la Bougie s'eteindra de suite.

Si on prend une cloche de verre d'une certaine hauteur, et si on la renverse sur une soucoupe à demi pleine d'Eau au milieu de laquelle est fixée une bougie allumée, on verra bientot la flamme se rétrécir, s'eteindre absolument au bout de quelques minutes et l'Eau de la soucoupe monter à peuprès jusqu'au quart de la hauteur de la Cloche. Si on Eprouve le restant de l'air, on voit qu'il est Impropre à la combustion puisqu'une bougie qu'on y plonge s'y éteint.

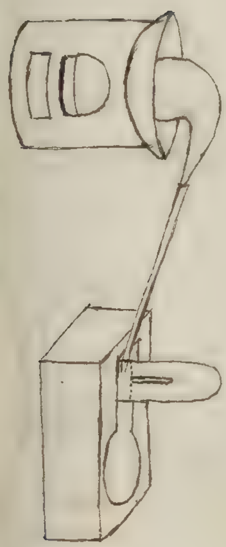
Dans cette Experience on voit qu'une partie de l'air a été absorbée par la Combustion; mais tout l'air est il susceptible d'être absorbé ainsi? non, et c'est ce que nous allons prouver par une autre expérience, car dans celle ci on pourroit nous objecter que tout l'air a été absorbé et que celui que nous retrouvons après, est

Décomposition de l'Air par le Mercure

Un gaz formé pendant la Combustion.

De toutes celles à l'abri de cette Objection c'est celle que fit ~~M~~ Lavoisier que je crois la plus concluante.

On prend une cornue d'une capacité connue. après y avoir introduit une quantité bien déterminée de mercure très pur, on établit cette cornue sur un fourneau de manière que la courbure de son col, ou que le tube recourbé qu'on y adapte plonge dans une cuve à mercure. on ~~recouvre~~ recouvre l'extrémité du tube d'un recipient dans lequel à l'aide d'un Siphon on Elève le mercure jusqu'à un point marqué. par ce moyen on connoit exactement la quantité d'air contenue dans la Cornue et dans le récipient avec lequel elle communique.



les Choses ainsi disposées on allume du feu sous la Cornue de manière à Entretenir le mercure dans un Etat d'évaporation continuelle.

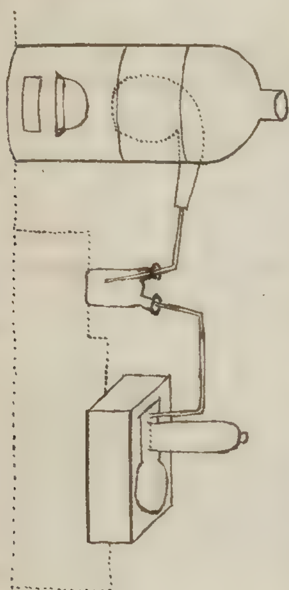
Le mercure volatilisé par le Calorique, se condense contre les parois Superieures de la Cornue et retombe de lui même pour se réunir à celui qui reste au fond. après un jour ou deux qui ne presentent que ce 1er Effet, on voit sur la surface du mercure de petites parcelles rouges qui vont toujours en augmentant pendant 15 a 20 Jours. alors elles cessent d'augmenter, on ~~cesse l'opération~~. Eteint le feu et on laisse refroidir.

Ce dont on s'apperçoit d'abord c'est que l'air contenu dans la cornue et dans la cloche a diminué, car le mercure est remonté dans cette dernière environ des deux Cinquièmes de sa Capacité.

Si on pèse le mercure restant dans la cornue et les particules rouges on voit que le tout pèse plus que le mercure Employé

Air

Preuve



de là, nous pouvons tirer deux conséquences. 1° qu'il n'y a qu'une partie de l'air qui ~~soit tout~~ puisse être absorbée dans cette Expérience 2° qu'il est probable que ~~cette~~ cette portion qui s'est fixée sur le mercure et l'a fait augmenter en poids.

Pour s'en convaincre tout à fait, on ~~[illegible]~~ ramasse avec soin ces particules rouges, et on les met dans une autre petite cornue ~~dont le b~~ à laquelle on adapte un tube plongeant dans un petit récipient duquel part un autre tube qui plonge dans une cuve à mercure. le tout étant bien luté, on chauffe la Cornue et le Récipient pour en chasser tout l'air, et lorsqu'on ne voit plus de Bulles sortir par l'ouverture du tube, on renverse dessus cette ouverture une cloche pleine de mercure, on augmente alors graduellement le feu sous la cornue.

On observe d'abord que la Couleur rouge de la matière contenue dans la Cornue, augmente d'Intensité à mesure qu'elle est plus fortement chauffée et lorsqu'~~elle approche~~ la cornue approche de l'Incandescence, cette même matière rouge perd peu à peu de son volume et finit par disparoître, mais en même tems on voit des Bulles d'air sortir de l'Extrémité du tube et déplacer le mercure de la Cloche. ~~dans~~ En même tems encore on voit se condenser dans le récipient une certaine quantité de mercure coulant.

La quantité de mercure obtenue jointe à celle qui restoit de la 1ere Expérience forme le poids du mercure employé d'abord; le volume de l'air obtenu égale le volume de l'air absorbé dans la première Expérience. quelle conséquence tirer de ces faits? La Conviction de ce que nous avons avancé; que l'air a été décomposé en deux parties dont l'une s'est combinée au mercure ~~et~~, lui a fait perdre son brillant métallique, et l'a changé en une matière rougeâtre

actuellement pour connoître quelle est la différence de ces deux airs différents qui composent l'air atmosphérique essayons d'y plonger une bougie. Si je la plonge allumée dans le gaz qui dans la 1ère Expérience n'a pas été absorbé par le mercure, je vois qu'elle s'y éteint; si je la plonge en cet état dans le gaz qui s'étoit combiné au mercure et que nous en avons retiré, elle s'y rallume et brûle avec beaucoup plus d'activité que dans l'air atmosphérique.

Ces Expériences comparées avec la 1ère que nous avons faite, dans laquelle une bougie mise à brûler sous une cloche, dont elle absorbe une partie de l'air, en laissant l'autre dans laquelle les bougies ne peuvent brûler, nous prouvent :

1° que l'air est composé aumoins de deux gaz dont l'un est très propre à entretenir la combustion, et dont l'autre ne peut l'entretenir.

Un oiseau placé dans un Bocal plein du 1er paroît vivre avec plus d'activité, de force, et bientot il meurt dans le second.

Azote

Cette propriété de ce 2d gaz d'être impropre à la vie l'a fait nommer azote. l'autre examiné avec plus de soin ayant présenté la propriété remarquable d'entrer dans la composition de tous les acides a été nommé oxigène.

Oxigène

2° ces Expériences nous ~~prouvent~~ l'identité des phénomènes que nous présente l'absorbtion de l'oxigène par la bougie et ~~[illegible]~~ par le mercure. comme la bougie ce dernier éprouve une véritable combustion

Pour dernière preuve de tout ce qui vient d'être dit on peut réunir les deux gaz dans des proportions à peu près égales à celles qu'on a obtenues et on reformera un air qui jouira de toutes les propriétés de l'air atmosphérique et qui comme lui sera propre à la combustion et à la respiration.

Air.
Des autres Fluides qu'il Contient
6e Leçon

Nous vous avons déja prouvé que l'air n'étoit par un Element et qu'il étoit composé de deux Gaz bien differents l'un de l'autre. nous allons aujourd'hui vous faire connoître d'autres fluides qui s'y trouvent constamment.

Calorique et Lumière

D'abord, d'après l'Idée qu'on doit se faire de la formation des gaz, vous devez comprendre que l'air contient une grande quantité de Calorique qui s'y trouve dans un Etat de parfaite combinaison. il contient aussi beaucoup de fluide lumineux qui concourt avec le calorique à la formation des fluides aëriformes.

Je vous ferai remarquer ici que le Calorique et la lumière se trouvent presque toujours réunis et que plusieurs Physiciens les regardent ou comme une partie l'un de l'autre ou comme le même fluide produisant des Effets differents selon qu'il se meut avec plus ou moins de vitesse.



On prouve que la lumière concourt avec le Calorique à la formation de l'air atmosphérique en le comprimant fortement dans l'obscurité; on voit une vive lumière sortir de l'Endroit où il se trouve le plus comprimé. dans le Jour on ne peut s'en appercevoir, mais on en démontre toujours l'existence en enfermant dans l'Extremité d'une pompe foulante un peu d'amadou qui s'allume lorsque l'air se trouve brusquement comprimé. (Briquet pneumatique)

vous connaissez donc déja l'existence de quatre fluides dans l'air atmosphérique. savoir l'oxigène et l'azote fondus dans la lumière et le Calorique.

Fluide Electrique

L'air contient encore du fluide Electrique. on s'en convainct en élevant dans l'atmosphère des Cerfs volants armés de Pointes et munis d'un fil métallique qui

permet d'en charger des conducteurs; cette Experience même a servi à prouver que le fluide Electrique des images étoit Identique avec celui que nous produisons au moyen de nos machines.

Acide Carbonique

Le sixième fluide contenu dans l'air est le gaz acide carbonique on en prouve l'Existence en exposant à l'air un vase contenant de l'Eau de Chaux au bout de quelque tems, elle se trouble, et il se forme à la surface une pellicule blanche nommée autrefois Crême de Chaux qui ensuite se ppte. Si on examine ce ppté on le trouve Insipide et la Chaux est très aérée; de plus la chaux ne dégage rien par les acides sulfurique, nitrique &. ce ppté traité par un de ces acides laisse dégager beaucoup de gaz acide carbonique. il falloit donc que ce Gaz fut contenu dans l'air.

Et comment l'air n'en contiendroit il pas? cet acide composé d'oxigène et de Carbone se forme continuellement là où il y a vie ou putréfaction,(1) et la quantité qui s'en forme deviendroit même nuisible à la salubrité de l'air, si la nature toujours Sage et prudente ne s'étoit reservé des moyens de rétablir l'équilibre qui doit exister entre ses principes.

Eau

Enfin le dernier et septième fluide dont on puisse démontrer la présence dans l'air, est l'Eau. il en contient d'autant plus

---

(1) je ne citerai que la Respiration. L'air Introduit dans les poumons, y éprouve une grande altération; il y a absorbtion d'oxigène et formation d'Eau et d'acide carbonique de sorte que l'air que nous expirons est composé de beaucoup d'azote, de peu d'oxigène, d'acide carbonique et d'Eau.
Cet air trouble l'Eau de Chaux ~~en quelq~~ très promptement tandis que l'air atmosphérique est encore plusieurs Jours à produire cet Effet.

Air

qu'il est plus dilaté par le calorique.
on le prouve facilement en refroidissant une masse d'air, avec un mélange de Glace et de Sel ammoniac contenu dans un vase peu Epais en très peu de temps la paroi exterieure du vase se trouve recouverte d'une couche d'Eau qui bientôt passe à l'Etat Solide.

On peut expliquer par là la formation de la Rosée des Brouillards &c.

Rosée

Lorsque l'atmosphère après s'être chargée pendant le jour de la qté de vapeurs qui pouvoient y être contenues à la température régnante vient à subir pendant la nuit un refroidissement sensible elle laisse précipiter une partie de cette vapeur, et telle est l'origine de la rosée qui paroît le matin à la surface des plantes.

Brouillards et Nuages

Lorsque l'air après s'être chargé d'une grande quantité de vapeurs se trouve ramené à une temperature trop basse relativement à cette quantité ; ces vapeurs se condensent et tendent vers leur retour à l'Etat liquide et si alors leur pésanteur spécifique qui se trouve augmentée se trouve seulement à peu près égale à celle de l'air, elles resteront suspendues dans l'atmosphère, sous la forme de brouillards qui répandront sur tous les objets qui nous entourent un voile plus ou moins Epais, ou à une certaine hauteur sous la forme de nuages qui flotteront au grés des vents.

Vapeur d'humidité lorsqu'on fait le Vide

On peut expliquer aussi l'apparition d'une legère vapeur dans un recipient où on commence à faire le vide.

En Enlevant aux premiers coups de Piston une partie de l'air contenue dans le recipient, l'air restant se dilate, à raison de son élasticité, pour en remplir toute la capacité. mais il ne peut se dilater sans devenir propre à recevoir entre

ses molécules une plus grande quantité de Calorique latent, une partie de son calorique libre passe donc à l'État de Calorique latent; alors sa température baissant il ne peut plus contenir la même qté d'humidité dont une partie s'en sépare et paroit sous la forme d'un leger nuage. mais bientôt le calorique qui arrive des corps environnants, où il n'est plus en Equilibre avec celui renfermé sous le récipient, ramenant ce fluide à sa température, le nuage disparoit.

en partant du même principe on peut encore expliquer pourquoi on voit en hiver fumer les soupiraux de Caves.

C'est parce que l'air qui s'y trouve étant plus chaud et plus dilaté que l'air exterieur, doit quitter la Cave pour s'elever dehors; mais étant subitement refroidi, il se separe de son humidité qui devient visible, se condense sur les parois de la muraille et souvent y gèle. dans la même saison encore les puits semblent fumer, parceque l'air interieur en s'élevant dans l'atmosphère se trouve refroidi et se sépare de l'Eau qu'il contient &c. &c.

Application

On a mis à profit cette propriété de l'air de pouvoir se charger d'une grande quantité d'Eau pour rendre Exploitables des Eaux salines très peu chargées de Sel.

dans les pays meridionaux où la chaleur est assez forte et les eaux de la mer très chargées de Sel, on se contente de faire parvenir cette eau dans des fosses peu profondes mais présentant beaucoup de surface, afin de rendre l'Evaporation plus prompte.

Mais en Lorraine par exemple où on est privé de la chaleur nécessaire à cette opération et où les eaux ne sont pas assez riches en sel pour mériter d'être

Air

évaporées au feu, elles seroient perdues si on n'étoit par d'un moyen peu couteux pour les concentrer. on fait parvenir les Eaux dans des Reservoirs placés au haut de Grands hangards nommés Batiments de Graduation. on la fait tomber sur des fagots d'Epines où elle se divise en une pluie fine qui offrent à l'air qu'elle traverse un grand nombre de Points de Contact, s'évapore en grande partie, après deux ou trois fois qu'on Repète cette espèce d'opération, l'Eau se trouve assez chargée de sel pour mériter d'être évaporée au feu.

Jusqu'à présent nous avons vu seulement que l'air peut se charger d'une certaine q.té d'Eau. il nous faut savoir actuellement si cette eau y est combinée, ou si elle n'y est qu'interpolée et retenue par la force expansive de ses molécules, force expansive que possedent tous les fluides. (Liquides ?)

l'Eau contenue dans l'Air y est elle Combinée?

Supposons avoir une Cloche assez grande pour contenir un Baromètre dont la partie inferieure soit recourbée ~~pour tenir lieu de cuvette~~ en une branche parallele à la 1.re, pour tenir lieu de Cuvette faisons y le Vide de manière à mettre le mercure sensiblement de niveau dans les 2 Branches et faisons y passer une petite q.té d'Eau ou un linge mouillé.

Cette Eau se vaporisera et sa vapeur élevera le mercure à 6 Lignes au dessus de son niveau.

Si ~~maintenant~~ après avoir séché le Récipient, nous y faisons de nouveau le vide et y faisons rentrer de l'air bien desseché au moyen d'un sel deliquescent, cet air fera monter le mercure à 27 Pouces et demi. Si nous y faisons parvenir de l'Eau. il s'en vaporisera une q.té qui fera monter le Thermomètre à 28 Pouces ou bien 6 lignes plus haut qu'auparavant. Si nous répétons cette expérience avec

tout autre gaz,(1) nous verrons toujours la quantité d'Eau vaporisée être la même et exercer la même force sur le mercure. il faut donc que l'Eau contenue dans l'air n'y soit pas combinée, puisqu'un même espace, vide, ou plein d'air ou de tout autre gaz insoluble dans l'Eau, en contient la même quantité à la même température. il faut donc que ses molécules n'y soient qu'intercalées, et qu'elles ne s'y élèvent que par la force expansive qui tend à la faire passer de l'Etat liquide à l'état Gazeux.

Mais comment expliquer que l'Eau puisse ainsi se soutenir divisée entre les molécules de l'air? Nous supposerons pour y parvenir que les molécules de tous les corps éprouvent des vibrations continuelles d'autant plus grandes que ces corps sont moins denses. ainsi les molécules de l'Eau et surtout celles de l'air qu'un rien peut déranger doivent être dans un Etat de vibrations très accélérées. Supposons actuellement que l'air d'une Chambre soit tout à fait privé d'humidité. si on y apporte un vase plein d'Eau; quelle que soit la tempé-rature de ce liquide, la force élastique du calorique qu'il contient l'emporte tellement sur l'affinité réciproque de ses molécules qu'il tend à les écarter de plus en plus et que la portion du même fluide qui agit sur les molécules situées près de la surface fait effort pour les en séparer.

Cet Effort éprouve une résistance de la part de l'air qui presse sur la surface de l'Eau. mais cette résistance ne fait en quelque sorte que gêner la force élastique du Calorique et la ralentir. Car au milieu des petites agitations

(1) Insoluble ou peu soluble dans l'Eau.

qui s'existent dans l'air et dans l'eau elle même il arrive qu'un certain nombre de molécules aqueuses rencontrant les petitions qui correspondent aux interstices dont l'air est criblé, s'y introduisent et se détachant de la surface de l'eau. elles sont à l'instant suivies par d'autres de sorte que toutes ces molécules aqueuses qui ont trouvé accès au milieu de l'air y étant maintenues à de certaines distances prennent elles mêmes la forme d'un fluide élastique, la distance qui les sépare étant trop grande pour permettre à l'affinité ~~qu'elle~~ de les réunir.

Ces molécules ainsi écartées par le calorique et par les molécules d'air, ne pourront se réunir que lorsque par une cause quelconque, on leur enlevera le calorique qui les séparoit, alors se réunissant, leur pésanteur se trouvant plus grande que celle de l'air, elles devront tomber.

On doit voir d'après cette explication pourquoi on favorise l'évaporation de l'eau en la divisant dans l'air, et aussi pourquoi l'air agité par les vents ~~et~~ ou l'air chaud doi~~vent~~t se charger de plus d'eau que lorsqu'il ~~est~~ tranquille ~~et~~ froid.

7e Leçon
Proportion des Principes de l'Air

Nous nous proposons aujourd'hui de déterminer les proportions des principes de l'air, ce qui nous sera assez facile, vu qu'il y a un grand nombre de corps avides de se combiner à l'oxigène et qui n'ont aucune action sur le gaz azote.

Le phosphore corps mou demi transparent et très combustible est très propre à cet effet.

On prend une quantité d'air déterminée. pour cela on a

un tube de verre gradué, on le remplit d'Eau, et on y fait passer de l'air jusqu'à la concurrence de 100 P. (1) on fait passer ces 100 Parties dans une petite Cloche on y Introduit un morceau de phosphore fixé au bout d'un tube (dont on a chassé l'air en le remplissant d'Eau) on place le tout au dessus d'une Soucoupe remplie d'Eau et on abandonne l'Expérience à elle même pendant un tems plus ou moins long, suivant que le volume de l'air sur lequel on opère est plus ou moins considérable.



Bientot on voit se former une vapeur blanche due à la combustion du phosphore. l'oxigène est absorbé peu à peu et la vapeur se dissout dans l'Eau. on est Certain que tout l'oxigène a été absorbé, lorsque le Phosphore cesse d'être lumineux dans l'obscurité; alors on le retire.

Ce qui reste dans la Cloche n'est que de l'azote, car comme nous l'avons dit l'oxigène n'y est plus et le produit de sa combinaison avec le Phosphore s'est dissous dans l'Eau. On fait passer cet azote dans le tube gradué qui a servi à mesurer l'air employé à l'Experience, et on voit qu'il en reste 79 parties. les 100 Parties d'air employées contenoient donc 79 Parties d'azote et parconsequent 21 Parties d'oxigène.

Azote
Oxigène

Tous les corps combustibles ne sont pas propres à cette Expérience. tel est le Charbon. si on s'en servoit, et qu'on l'allumât par un moyen quelconque dans un volume d'air donné, l'oxigène seroit bien absorbé, mais comme le Resultat de sa combinaison avec le Charbon est du gaz acide Carbonique, ce gaz restant mêlé avec l'azote.

(1) Toutes ces Expériences ne sont fondées que sur le volume

Air

~~Plus~~ compliqueroit l'experience.

D'autres corps encore nepeuventt y servir parcequ'ils ne sont pas assez combustibles. ainsi le mercure laisse toujours quelques centiémes d'oxigéne, et encore comme nous l'avons vu ~~cette opération est bien~~ longue. le Plomb et l'Etain ~~Etant~~ plus combustibles, sont d'un Effet plus certain mais ils sont encore loin de pouvoir priver entiérement l'air d'oxigéne. nous verrons par la suite que le Gaz hydrogéne dit aussi air inflammable est le corps le plus combustible et le plus propre à absorber entiérement l'oxigéne de l'air.

Acide Carbonique

Nous avons vu que l'air contenoit aussi du gaz acide Carbonique et qu'on s'en assuroit par l'Eau de Chaux. En opérant sur une quantité d'air déterminée et considér on parvient à reconnoitre que l'acide carbonique y entre pour un 800e ou un 900e. quantité bien moindre que celle qu'on croyoit d'abord y être contenue puisqu'on la faisoit monter à 2 ou 3 centiémes.

~~Voila~~ Nous pouvons donc déja déterminer les proportions de ~~trois~~ fluides dans l'air. D'après ceque nous avons dit du calorique et de la lumiere on ~~voit~~ doit qu'il est impossible d'en déterminer les proportions il en est de même du fluide Electrique. il nous reste donc L'Eau; d'après les

Eau

belles experiences de Mr de Saussure pére nous savons qu'un pied cube d'air à 14°R contient Onze grains d'Eau

après avoir déterminé autant qu'il nous a été possible les proportions des Principes de l'air sous un volume donné il nous reste à connoître sa pésanteur spécifique et celle des Gaz qui le Composent.

49

Pésanteur Spécifique

Pour connoître la Pésanteur spécifique de l'air on a un ballon bien sec et rempli d'air. on le ~~Tare~~ exactement en le suspendant à un des bras d'une balance hydrostatique. ensuite on y fait le vide le plus exactement possible, et lorsqu'on a une bonne machine on peut le faire de manière à pouvoir négliger de cette sans erreur sensible. on le suspend de nouveau au bras de la balance et la quantité de poids qu'on est obligé d'oter à l'autre bras ou d'ajouter à celui où est le ballon, est le poids du volume d'air qui y étoit contenu.

Pour connoitre la Pésanteur spécifique des autres gaz on commence par faire le vide dans le ballon. ~~et par le~~ on le pèse exactement. on le remplit du gaz dont on veut connoître la Pésanteur et après l'avoir reporté au même bras de la balance le poids qu'on est obligé d'ajouter à l'autre est le poids du volume Employé.

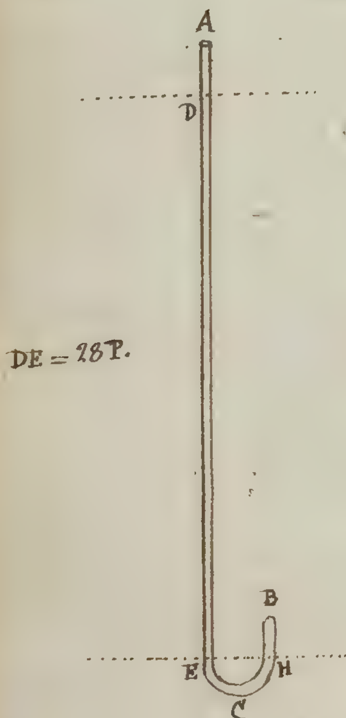
La Pésanteur spécifique des gaz varient suivant la température et la hauteur du Barometre qui est la mesure de la pression de l'atmosphère. il est facile de concevoir que plus cette pression est forte, plus les différents gaz sur lesquels nous opérons sont condensés, ou plus ils contiennent de molécules sous un volume donné

Compressibilité des Gaz

Boyle et Mariotte ont prouvé que tous les gaz se comprimoient également par une égale pression. d'où il suit que leur compression est en raison directe de la Pression qu'ils éprouvent. L'Expérience suivante vient à l'appui de cette conséquence

ayons un tube de 36 Pouces recourbé par sa partie inférieure de manière à former une autre branche parallèle à la 1ere de

Air

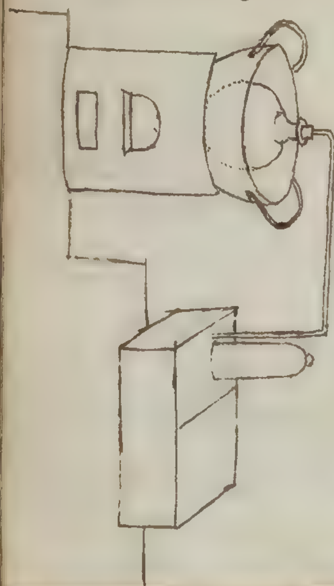


quatre pouces de hauteur. l'Extrémité B de cette Branche est fermée à la lampe. la Portion d'air contenue depuis C jusqu'en B est maintenue dans cet Espace par la pression de l'atmosphère pression qui est égale à 28 Pouces de mercure. Si ~~donc~~ nous Introduisons du mercure dans la Branche AC du tube, à mesure l'air contenu dans CB se comprimera, et lorsqu'il y en aura (du mercure) jusqu'à la hauteur de 28P au dessus du niveau qu'il prendra dans ~~la tube~~ CB, l'air qui étoit d'abord contenu dans CB se trouvera resserré dans BH moitié en volume de CB. or en ajoutant une colonne de 28P de mercure au poids de l'atmosphère qui pressoit d'abord seul sur l'air contenu dans CB, c'est comme si on doubloit le poids de cette atmosphère, donc l'air se comprime en raison directe de la pression qu'il Eprouve

Cette experience repetée en Introduisant dans le tube ACB tout autre gaz que l'air, offre ~~toujours~~ avec tous un resultat semblable d'où il faut conclure que tous les gaz se compriment également par une égale pression.

Il faut donc dans toutes les Expériences qu'on fait sur les gaz tenir compte de la hauteur du Baromètre. Il faut aussi tenir note de la temperature et Indiquer le degré du thermomètre, Car tous les gaz sont dilatables par le Calorique.

Dilatabilité par le Calorique



Ils le sont tous également comme Mr. Gaylussac s'en est convaincu par l'experience suivante.

On prend un Ballon plein d'air on y adapte un tube dont on bouche l'ouverture. ~~depuis~~ alors portant ce Ballon dans un vase contenant de l'Eau on debouche le tube sous ~~une~~ Cloche remplie d'~~eau~~ ou de mercure. on porte l'Eau du vase à l'Ebullition et on l'entretient à cet Etat quelque tems l'air en se dilatant par la Chaleur va déplacer l'Eau ou le mercure de la Cloche. lorsqu'il ne s'en dégage plus on fait refroidir le ballon

au degré de la Glace fondante pour y faire entrer tout le liquide auquel la condensation de l'air permet de s'Introduire; le volume de ce Liquide represente celui dont l'air qui y reste est susceptible de se dilater depuis le degré de la Glace fondante jusqu'à celui de l'Eau Bouillante.

Cette Expérience répétée avec les gaz hydrogène azote & offrant sous un même volume la même dilatation depuis le degré de la Glace fondante jusqu'à celui de l'Eau Bte, nous prouve que tous les gaz sont Egalement dilatables par des quantités égales de Calorique; ce qui est bien essentiel à savoir, et très heureux: car si par exemple à 10° au dessus de 0 nous trouvons l'air formé en volume de 79 P d'azote et de 21. P d'oxigène, et si à 20° le volume de chaque gaz n'étoit pas augmenté proportionellement, il seroit presqu'Impossible de le determiner Les Gaz en passant de la température de 0 à 100 C. se dilatent de 37 parties sur cent, (ce qui revient à $\frac{1}{266^e}$ de leur volume par chaque dégré Centigrade) c'est à dire que 100 parties d'un gaz quelconque qu'on fait passer de 0 à 100, occupent après leur dilatation 137 parties.

Il faut aussi pour déterminer exactement le volume des gaz, que la hauteur de l'Eau ou du mercure dans l'intérieur des tubes ou cloches qui les contiennent soit de niveau avec le liquide exterieur, sans cela le volume du gaz se trouveroit ou dilaté ou comprimé suivant que la tendance du liquide Interieur à se mettre au niveau ~~augmenteroit~~ diminueroit ou ~~aug~~ augmenteroit la pression de l'atmosphère.

C'est en tenant compte de ces observations que l'on sait que:

I Pinte de ..... Pèse	à 28 Pouces et à 0 Réaumur	à 26 P et à +10 Réaumur
Air Atmosphérique	23 grains, 011913	.. 20 gr, 50508
Gaz Azote — —	. 22 , 33467	. 19 , 81289
Gaz Oxigène . — — — —	25 , 47552	22 , 59504

Air — 100 Pouces cubes d'air sont comme nous l'avons vu formés de 79 P.C de gaz azote et de 21 P.C de gaz oxigène

le Pouce cube de Gaz oxigène pèse $0,50$ grain

le Pouce cube de Gaz azote pèse ...... $0,4444$

le Pouce cube d'air atmosphérique pèse $0,445076$

8e Leçon

Oxigène

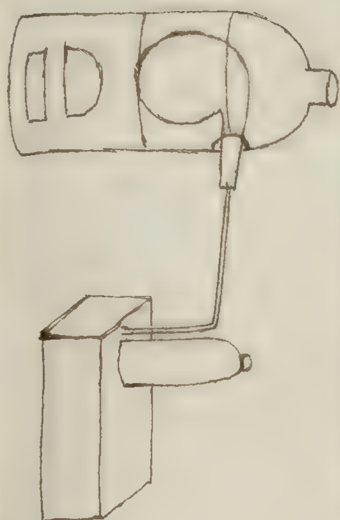
Du Gaz Oxigène

Il nous seroit peut être bien difficile de définir l'oxigène si nous n'avions pour l'obtenir d'autres moyens que ceux que nous avons indiqués jusqu'ici : mais ~~ce~~ ce corps étant très répandu ; car il existe dans l'air, dans l'Eau, dans les acides, dans les sels, les oxides, les substances animales et végétales, il doit être facile de se le procurer.

Extraction

Parmi les corps qui le donnent en plus grande quantité et le plus promptement, nous distinguerons d'abord un sel que vous connoîtrez par la suite sous le nom de Muriate Suroxigéné de Potasse, qui par la chaleur en dégage jusqu'à 0,33 de son poids : ensuite l'oxide de Manganèse qui en contient à peu près la moitié de son poids. Ce dernier corps étant bien moins rare que le 1er, qui n'est qu'un produit de l'art, nous nous en servirons dans le cours de ces leçons

Dans cet oxide, l'oxigène est pour ainsi dire solidifié : il ne s'agit pour l'obtenir que de lui rendre la quantité de Calorique nécessaire pour le faire passer à l'Etat aëriforme. Pour cette opération on prend une cornue de grès et non de verre qui ne pourroit supporter l'Intensité du feu. on y introduit de l'oxide de manganèse en poudre, on en ferme l'ouverture



avec un bouchon à travers lequel passe un tube de verre préala-
-blement recourbé à la lampe. L'Extrémité du tube plonge
dans une cuve pneumato chimique et est engagée sous
une cloche remplie d'Eau.

On lute la jointure de la Cornue au tube, avec du lut de
Graine de lin ou avec le lut gras, pour empêcher que le
Gaz ne s'échappe par là; mais il faut en général faire les
bouchons assez justes pour pouvoir se passer de lut.

On chauffe alors peu à peu, (et cette précaution est à
prendre n'importe pour quelle opération) de crainte que les
vaisseaux ne se prêtant pas uniformément à la dilatation
causée par le Calorique, ne se fracturent.

D'abord l'air contenu dans la cornue se Dilatant passe
sous forme de bulles, on le laisse perdre. mais lorsque le fond
de la cornue commence à Rougir, l'oxide se décompose et
l'oxigène cédant à son attraction pour le calorique passe à
l'Etat aëriforme; ~~on le Recoit sous des cloches~~.

Les ~~premières~~ portions étant encore mêlées d'air atmosphérique
on les Essaye en s'en Remplissant de petites éprouvettes, et
y plongeant une bougie éteinte, laquelle doit s'y rallumer
et brûler avec vivacité. cet essai suffit pour les expériences
ordinaires et lorsqu'il réussit, on recouvre d'un recipient
l'ouverture du tube.

On peut en employant une livre d'oxide, retirer 40
Pintes de Gaz oxigène et encore la masse Restante contient-
-elle plus d'oxigène qu'on ne lui en a enlevé!

Propriétés

De quelque corps qu'on retire le Gaz oxigène, lorsqu'il est
pur: Il est Inodore, Invisible comme l'air atmosphérique,
mais en differant bien sous d'autres Rapports. il est très
avide de se combiner à tous les corps nous avons dit

Oxigène

que les métaux, les Substances végétales et animales l'absorboient; il n'y a que quelques corps qui semblent se refuser à s'y combiner directement; ces corps sont les Terres et les alcalis, encore quelques chimistes les pensent-ils déja brulés.

Une question bien naturelle se présente à l'Esprit; si tant de Substances si avides d'oxigène en privent conti-nuellement l'air, comment se fait il que sa proportion dans la composition de cet air se trouve être toujours la même?

Ici nous ne pouvons trop admirer l'ordre établi dans la nature: en Effet, si d'un coté les animaux vivants, toutes les Substances organiques abandonnées aux Ravages de la putréfaction, et beaucoup de Substances minérales enlevent sans cesse de l'oxigène à l'air, d'un autre coté tous les végétaux répandus sur la Surface de la Terre et peut être d'autres moyens que nous Ignorons, lui Rendent la proportion de ses Composants et sa Salubrité.

Il n'y a que quelques années qu'on connoit exactement ces proportions: du tems de Lavoisier on y portoit l'oxigène pour 28 ou 29 centièmes. des Expériences plus recentes n'en ont ~~trouvé~~ offert que 21, 22, ou 23. Peut être par la suite trouvera t'on que nous nous trompons encore.

Les Proportions des parties constituantes de l'air sont uniformes partout; des Expériences faites à Paris, à Londres, dans toute l'Europe le prouvent: Gay Lussac s'étant élevé à 3600 Toises au dessus du niveau de la mer, puisa de l'air dans ces Régions, l'analysa et ne le trouva pas sensiblement different de celui que nous respirons, à

55

Combustion

la densité près.

L'oxigène en se combinant avec un corps donne naissance à ce que les Chimistes appellent Combustion, la Combustion n'est donc que l'Effet de la fixation de l'oxigène dans un corps, qui sous ce point de vue prend le nom de Corps combustible.

Toutes les fois qu'il y a combustion il y a fixation ou absorbtion d'oxigène, et il ne peut y avoir de combustion sans oxigène.

La Combustion se présente à nos yeux accompagné de Phénomènes bien différents, suivant le corps qui est le sujet, ~~et~~ l'Etat de condensation où nous prenons l'oxigène, et l'Etat que prend le Produit.

Tantôt elle est accompagné d'un dégagement de Lumière et de Calorique; tantôt elle nous semble avec Lumière seulement lorsque la quantité de calorique dégagée n'est pas appréciable pour nos organes; souvent dans le même sens nous la voyons avec dégagement de Calorique sans Lumière; enfin quelquefois elle a lieu sans dégagements apparents de l'un ni de l'Autre.

Pour nous rendre raison de ces ~~changements~~ Effets, il faut nous rappeller que les corps de différente nature, ont tous une capacité différente pour le calorique et que cette capacité varie même, pour les corps de même nature mais dans des Etats différents.

De même nous ne pouvons nous défendre de penser que les corps de différente nature n'aient des Capacités ou des attractions différentes pour la Lumière. ces deux fluides déja si ressemblants se rapprochent encore sous ce point de vue.

Oxigène

Il suit de là :

1° que toutes les fois que dans une combustion, le corps combustible et l'oxigène ont en somme plus de capacité pour le calorique et la lumière, que le corps résultant de la combustion, il doit y avoir dégagement de calorique et de lumière.

2° Si dans une combustion la capacité du corps oxigéné pour le calorique est plus grande que la somme des capacités du corps combustible et de l'oxigène, mais que sa capacité pour la lumière se trouve moindre que la somme de celles de ces corps, il y aura dégagement de Lumière sans Calorique.

3° En sens inverse : si la capacité du corps oxigéné pour la lumière est plus grande que la somme des capacités du corps combustible et de l'oxigène, mais que sa capacité pour le calorique se trouve moindre, il y aura dégagement de calorique sans lumière.

4°. Enfin si la capacité du corps oxigéné pour le Calorique et la lumière est plus grande ou égale à la somme des capacités du corps combustible et de l'oxigène pour ces mêmes fluides, il y aura combustion sans dégagement de calorique ni Lumière.

Quelques Exemples vous mettront à même de faire l'application de cette Théorie.

1° Combustion du Phosphore dans le Gaz oxigène.

Supposons que le Phosphore ait pour le Calorique et la lumière une capacité comme 15. l'oxigène comme 80. ces deux corps en se combinant rapidement, comme

nous le supposons ici, forment de l'acide Phosphorique : qui est solide et qui doit avoir une petite capacité pour le calorique et la lumière ; representons la par 10.

La somme des capacités du Phosphore et de l'oxigène pour le calorique et la lumière, surpassant de 85 la capacité de l'acide Phosphorique formé, il y aura une quantité de calorique et de lumière dégagée, representée par 85.

L'acide Carbonique lui, est formé par la combinaison du carbone et de l'oxigène. Supposons la capacité du Carbone pour le calorique et la lumière representée par 10. celle de l'oxigène est 80. il y aura donc une capacité pour le Calorique comme 90. mais l'acide carbonique étant gazeux doit avoir une grande capacité pour le calorique si nous la representons par 50. il n'y aura plus qu'une quantité de calorique et de lumière dégagée, representée par 40.

Remarquons ici que toute cette théorie repose pour ainsi dire sur l'état où on prend les agents de la Combustion, et sur celui qu'affecte le produit.

En effet : dans la combustion du Phosphore, le resultat de cette combustion est solide et si l'oxigène en s'y fixant passant de l'Etat gazeux à l'Etat solide, doit laisser dégager beaucoup plus de lumière et de calorique que dans la combustion du Charbon où celui ci passant de l'Etat solide à l'Etat d'un gaz plus dense que le Gaz oxigène, réabsorbe la plus grande partie du Calorique et de la lumière se dégageait de celui ci.

Nous aurons lieu de remarquer encore dans la suite que l'oxigène bien que solidifié par un grand nombre de corps, ne conserve pas dans les produits de ces différentes combustions, d'égales quantités de Calorique et de lumière et nous verrons que ces différences tiennent à la Combustibilité des corps.

2°. on cite pour exemple de la 2de Espèce de combustion, c.a.d. de celle qui se présente à nous avec dégagement de lumière sans calorique, la combustion du phosphore dans l'air atmosphérique; mais on peut s'assurer qu'il se dégage au moins autant de Calorique que de lumière (laquelle d'ailleurs n'est sensible que dans l'obscurité) en réunissant plusieurs morceaux de Phosphore au fond d'un verre à patte; la quantité de Calorique dégagée devient alors très sensible.

3°. En versant de l'acide nitrique sur de la tournure de Cuivre, l'acide se décompose, ~~et~~ une partie de son oxigène se porte sur le cuivre et l'oxide. voilà donc une combustion [?] puisqu'il y a fixation ? d'oxigène, mais cette combustion est accompagnée d'un dégagement de Calorique sans lumière, au moins sensible.

4° si on mêle une solution d'hydrosulfure avec de l'acide nitrique, il y a décomposition d'une partie de l'acide et formation d'Eau par l'Union de l'oxigène de l'acide avec une partie de l'hydrogène de l'hydrosulfure. cette partie d'hydrogène éprouve donc une combustion, mais qui n'est accompagnée

---

~~? [illegible]~~
~~[illegible]~~

d'aucun dégagement de calorique et de lumière. et cela étoit facile à prévoir; on tend l'oxigène fixé dans un liquide. L'hydrogène se trouve aussi sous cet état. le Resultat de leur Combinaison est liquide, il doit donc n'y avoir que peu ou pas de Lumière et de Calorique ~~à~~ dégager.

de tous ces faits, il suit ce que nous avons avancé précédement, que le dégagement ou non dégagement de calorique et de lumière dans la combustion, vient de la difference plus ou moins grande qui existe entre la capacité du corps resultant de la combustion, et la somme des capacités de l'oxigène et des corps combustibles; ensuite que cette capacité varie suivant l'état où on prend l'oxigène et le corps combustible, et suivant l'état que prend le produit de la combustion.

Nous terminerons cette leçon par une Expérience qui prouve ~~et~~ la faculté éminente de l'oxigène pour brûler les corps combustibles et la grande quantité de calorique et de lumière qu'il dégage en passant de l'état gazeux à l'état solide.

Je prends pour cela, un Bocal que je remplis de gaz oxigène. ayant auparavant choisi un bouchon qui s'y adapte parfaitement je pique dedans une Spirale de fer au bout de laquelle est placé un morceau d'amadou que j'allume; je plonge alors l'amadou et la Spirale dans le Bocal en le fermant de son bouchon. aussitôt l'amadou brûle avec une clarté ~~[illegible]~~ dont il est bien difficile de soutenir la vue. L'inflammation se communique au fer qui brûle avec une vivacité extraordinaire et forme beaucoup d'Etincelles. la lumière est très vive

---

~~les nommer [illegible] combustions que combustions, [illegible] on les distingue des autres [illegible] et [illegible] combustions par la combinaison [illegible] de l'oxigène avec les corps combustibles.~~

et la chaleur telle que le fer oxidé tombe fondu au fond du Bocal (il faut avoir eu le soin d'y laisser de l'Eau, et encore évite-t-on rarement la fracture du Bocal).

Quoique le Calorique et la lumière soient le plus souvent produits par la combustion, il arrive quelquefois que leur ~~état~~ dégagement ~~[illegible]~~ resulte de la combinaison des corps entre eux. C'est ainsi qu'en versant de l'acide sulfurique dans de l'Eau, il y a du calorique dégagé, en raison de ce que les deux corps en se combinant se rapprochent pour ainsi dire, occupent moins de volume; la même chose a lieu en mêlant de l'Eau avec de l'alcool, du vinaigre &c....

Il peut arriver aussi qu'en combinant un acide avec une base salifiable, il y ait dégagement de Calorique sans que ce ~~[illegible]~~ dégagement soit dû à une combustion.

Lorsqu'on fait chauffer dans une Phiole, en partie lutée, une partie de soufre pulverisé et deux de cuivre en limaille; à l'Instant où la chaleur devient assez forte pour operer la combinaison, il se dégage du mélange une très vive lumière accompagnée de Calorique et cependant le corps qui en resulte ne contient aucune parcelle d'oxigène.

Ce dégagement des deux fluides calorique et lumière, doit être attribué à la capacité du sulfure formé pour eux, beaucoup ~~plus~~ moins grande que la somme des capacités du soufre et du cuivre.

Lorsqu'on verse une certaine quantité d'Eau sur de la Chaux vive — il y a un grand dégagement de Calorique et quelquefois de Lumière? ce dégagement est dû à ce que les premières portions d'Eau ajoutées passent subitement de l'Etat liquide à l'état solide en se combinant à la chaux.

Les corps durs frappés les uns contre les autres ou frottés

fortement laissent encore dégager de la lumière et du Calorique parceque leurs particules se trouvant subitement refoulées les unes vers les autres, forcent ces fluides qui y étoient interposés à en sortir; nous expliquons de même pourquoi l'air comprimé dans une pompe foulante laisse dégager de la lumière et du calorique.

9e Leçon
Corps Combustibles

Des Corps Combustibles

Le Phénomène de la Combustion dont nous nous sommes entretenus dans la dernière séance, nous offre quatre corps principalement qui en sont l'agent le sujet ou le produit. déja nous connoissons l'oxigène qui en est l'agent indispensable. nous avons des notions suffisantes sur la Lumière et le calorique qui en sont les produits visibles ou latents; il nous reste donc à ~~exemple~~ considérer, pour compléter l'histoire de la combustion les corps qui peuvent en être le sujet.

Tous les corps qui peuvent servir de sujet à la combustion sont nommés corps combustibles. ainsi un corps combustible est un corps qui peut se combiner à l'oxigène. d'après cela nous voyons que l'Or le Platine sont aussi bien des corps combustibles que le Soufre et le Phosphore. autrefois on connoissoit bien moins de corps combustibles qu'actuellement. on ne reconnoissoit que 7 métaux, ensuite 9. aujourd'hui on en connoît 28.

Tous les métaux sont combustibles. nous connoissons en outre dans l'Etat actuel de la Science six autres substances combustibles mais qui n'ont pas la densité l'Eclat et le Poli des Métaux. Nous diviserons donc les corps combustibles en deux Classes,

Corps Combustibles

1°. les Substances combustibles métalliques, 2° les Substances combustibles non métalliques.

L'Examen des Substances combustibles métalliques demandant une connoissance assez étendue des autres corps nous commencerons par les Substances combustibles non métalliques.

Nous avons dit qu'elles étoient au nombre de Six encore faut il ~~les~~ mettre un ordre dans l'Etude que nous allons en faire; Comme nous les considérons principalement à cause des Rapports qu'elles ont avec la Combustion, nous les Rangerons d'après leur degré d'attraction pour l'oxigène.

+ Il faut y ajouter chlore, Iode, Brome, Sélénium, Fluor, Silicium, Arsenic. (quelques chimistes placent le dernier parmi les métaux)

Ainsi le corps reconnu jusqu'ici pour le plus combustible est l'hydrogène, puis le Bore, le Carbone, le Phosphore le Souffre et l'azote +

Telle est l'ordre dans lequel nous devrions les Etudier; néanmoins l'histoire de l'azote étant liée à celle de l'air atmosphérique dont nous avons parlé précédemment, nous allons achever de le faire connoître.

Azote

De l'azote

Histoire

Nous ne le connoissons qu'à l'état gazeux. c'est lui qui combiné à l'oxigène forme l'acide nitrique, et à l'hydrogène l'ammoniaque.

C'est un des corps le plus abondamment répandus dans la nature. il forme les 3/4 de l'air atmosphérique, il existe en grande quantité dans les matières animales, et forme une ligne de démarcation qui les sépare des matières végétales qui en contiennent très peu.

Extraction

Il est difficile de l'obtenir pur de ses combinaisons le procédé le plus facile consiste à absorber l'oxigène d'un

volume d'air donné par un corps combustible. mais il faut que ce corps soit très combustible et que le resultat de la combinaison avec l'oxigène soit liquide ou solide. ainsi le Carbone qui existe comme principe dominant dans le Charbon ne pourroit y servir parceque le produit de la Combustion est un gaz acide qui se mêleroit à l'azote restant ce qui compliqueroit l'opération.

Le Phosphore peut servir; il forme par sa combustion des vapeurs acides très solubles dans l'Eau; mais nous avons vu combien cette combustion est longue à une basse température; il faut donc l'élever, elle sera beaucoup plus prompte et même l'absorbtion de l'oxigène en sera plus complette.

Pour cela on place un morceau de Phosphore sur un disque de verre surnageant l'Eau d'une soucoupe. on l'allume et on le recouvre promptement d'une Cloche. la combustion est vive. l'Eau qui avoit d'abord été refoulée par la dilatation de l'air remonte au tiers environ de la Cloche. Tout l'oxigène se trouve absorbé: l'azote reste mais très chargé de Phosphore qui lui donne une opacité blanchâtre. on l'en sépare en le transvasant plusieurs fois d'une Cloche dans une autre. le Gaz par son contact avec l'Eau se refroidit; le Phosphore s'en prte, tout le reste ~~d'acide~~ de l'acide Phosphoreux se dissout. lorsque le Gaz est redevenu transparent et invisible on peut le regarder comme de l'azote pur.

Propriétés

L'azote est invisible. si on y plonge une Bougie allumée elle s'y éteint de suite; il est donc impropre à la Combustion

Azote

Il l'est de même à la Respiration: Il est Inodore, mais ces propriétés lui étant communes avec d'autres Gaz, pour le distinguer plus sûrement il faut ajouter qu'il ne trouble pas l'Eau de Chaux et qu'il n'altère pas les couleurs bleues végétales.
ainsi l'acide carbonique dont nous parlerons dans une des séances suivantes, est Invisible, Inodore, Irrespirable comme l'azote, mais si on met dans un bocal contenant de l'azote de l'Eau de Chaux elle n'en sera pas troublée tandis que l'acide carbonique y produira un ppté abondant. de même si dans les vases contenant ces deux gaz on met de la Teinture de Tournesol, l'azote ne l'altèrera pas, ~~mais~~ l'acide carbonique la colorera en rouge.

Si l'on fait attention aux propriétés du Gaz azote, on voit qu'elles sont toutes négatives. il faudroit pour le caractériser complettement pouvoir y joindre quelques pptés positives. mais il a si peu de tendance à se combiner, qu'on ne peut l'unir directement avec aucun corps.
nous savons bien qu'avec l'oxigène il forme l'acide Nitrique, que combiné à l'hydrogène il forme l'ammoniaque mais ces combinaisons ~~étant~~ extrêmement difficiles à effectuer directement, ne peuvent servir à caractériser un gaz qu'on soupçonneroit être l'azote.
N'ayant donc que des propriétés négatives pour reconnoître ce gaz, ~~étant~~ et étant forcés de reconnoître pour de l'azote tous les produits gazeux jouissant de ces propriétés, il est probable que dans l'Etat actuel de la science nous confondons sous le nom d'azote plusieurs substances

Gazeuses, parcequ'il est possible qu'il y en ait plusieurs qui jouissent de ces mêmes propriétés.

De L'hydrogène

Hydrogène

Histoire

Le second des corps dont nous devons parler et le plus combustible de tous est l'hydrogène.

Ce corps est très répandu dans la nature. on prétend qu'il existe dans les hautes régions de l'atmosphère mais cela est bien loin d'être prouvé.

Ce qui est mieux prouvé c'est que combiné avec l'oxigène il forme l'Eau et avec l'azote l'ammoniaque.

Combiné au carbone et à l'oxigène, il compose les matières végétales qui ne diffèrent entr'elles que par les proportions où se trouvent les trois principes qui les constituent. enfin L'hydrogène concourt à la formation des substances animales avec le carbone, l'oxigène et l'azote.

On pourroit donc le retirer de beaucoup de corps, si tous le donnoient dans l'état de pureté nécessaire pour connoître exactement ses propriétés.

En vain voudroit on pour l'obtenir désorganiser les matières animales et végétales. il a une si grande tendance à se combiner qu'il emporte toujours avec lui une partie des principes auxquels il étoit uni.

Extraction

Mais on peut l'obtenir ~~par la décompo~~ en décomposant l'Eau. Cette décomposition ne peut s'effectuer directement, car l'hydrogène tient si fortement à l'oxigène qu'il faut la réunion de deux forces pour les séparer.

Pour bien comprendre ce que nous allons dire, considérons d'abord l'Eau liquide isolément: cette Eau contient trois Elements, le Calorique, l'oxigène et l'hydrogène, ~~qui nous~~ les quels nous

Hydrogène

fournissent trois attractions à examiner; celle ~~Cette forte~~ du Calorique pour l'oxigène, celle plus forte du Calorique pour l'hydrogène enfin celle de l'oxigène pour l'hydrogène devant laquelle les autres ne sont rien. Il est évident d'après cette manière de considérer l'Eau, que jamais elle ne sera décomposée tant qu'elle restera seule.

Si j'ajoute à l'Eau de l'acide sulfurique corps qui n'a aucune attraction pour l'oxigène et l'hydrogène isolés mais qui en a une très grande pour ces deux principes réunis, pour l'Eau; il est évident ~~que~~ encore que cette Eau ne peut être décomposée, au contraire elle sera condensée, ses principes deviendront encore plus difficiles à séparer et ne seront pas separés, malgré la quantité assez grande de calorique mis à nud par la condensation de l'Eau.

Si j'ajoute à l'Eau du fer métal qui a pour l'oxigène une attraction très grande, moins grande cependant que celle de l'hydrogène pour l'Oxigène. cette attraction non seulement neutralisera l'attraction de l'oxigène pour le Calorique, mais encore s'ajoutera par excès avec l'attraction de l'hydrogène pour le calorique et déterminera la décomposition extrêmement lente de l'Eau. Si enfin je fais un mélange d'Eau de fer et d'acide sulfurique, nous aurons une nouvelle force à considérer, force d'autant plus grande qu'elle agit sur trois corps. c'est celle qui tend à former un composé triple d'acide de fer et d'oxigène. Cette force beaucoup plus grande que celle du fer pour l'oxigène, l'emporte encore plus sur l'attraction de l'acide pour l'Eau. L'Excès s'ajoute à l'attraction du calorique pour l'hydrogène et ces deux forces réunies l'emportant sur l'attraction

de l'oxigène pour l'hydrogène, l'Eau se trouve décomposée instantanément.

Pour rendre cette théorie plus palpable representons les différentes attractions que nous avons considérées par des nombres proportionnels à leur force.

Soit par Exemple l'attraction du Calorique pour l'Oxigène égale à — — — — — 1.

Celle du calorique pour l'hydrogène — 10

Celle de l'oxigène pour l'hydrogène — 20

Celle de l'acide pour l'Eau — 6

celle du fer pour l'oxigène — 12

Celle du fer de l'acide et de l'oxigène — 24.

Nous aurons pour l'Eau Isolée $1+10<20$

Pour l'Eau et l'acide $10<20+6$

Pour l'Eau et le fer $12-1+10>20$

Pour l'Eau le fer et l'acide $24-6+10>20$

Cette théorie d'ailleurs n'est que l'Expression des faits, car l'Eau Isolée ne se décompose pas. L'Eau melée à l'acide sulfurique devient plus difficile à decomposer. L'Eau mise en contact avec de la limaille de fer se décompose très lentement. enfin l'Eau mise en contact avec du fer et de l'acide Sulfurique se décompose très promptement. Son oxigène se combine au fer et à l'acide pour former un composé triple nommé Sulfate de fer; tandis que son hydrogène passe à l'Etat gazeux.

voici de quelle manière on peut opérer cette décomposition de l'Eau.

On prend un flacon à 2 Tubulures. on y Introduit de la

Hydrogène

tournure de fer. on adapte à une tubulure un bouchon traversé par un tube recourbé. on verse dans le flacon de l'Eau de manière à baigner le fer. enfin on y ajoute ~~peu à peu~~ l'acide sulfurique peu à peu afin que le dégagement se fasse uniformement. on bouche alors le flacon et on Engage l'Extrémité du tube dans l'Eau sous une Cloche.

le gaz hydrogène après avoir chassé l'air atmosphérique vient déplacer l'Eau de la Cloche.

Les premières portions détonnent par l'approche d'une bougie parcequ'elles contiennent de l'air on les rejette jusqu'à ce que le Gaz brûle tranquillement.

Propriétés

de quelque manière qu'on obtienne le Gaz hydrogène lorsqu'il est pur il jouit des propriétés suivantes.

Il est Invisible et Elastique ~~comme~~ l'air; il a une odeur désagréable analogue à celle de l'ail du Phosphore ou de l'arsenic. comme tous les gaz non vivifiants il éteint les corps en Ignition mais il les rallume à sa surface qui n'a pas cessé de Brûler.

Il est le moins dense des gaz connus; pur il pèse 14 à 15 fois moins que l'air, on le prouve en pesant un ballon dabord plein d'air, puis vide, puis plein de gaz hydrogène. mais ici nous pouvons vous montrer qu'il est bien moins dense que l'air en le transvasant ouvertement d'un bocal dans un autre.

Pour cela prenons une cloche pleine de gaz hydrogène, renversons la peu à peu au dessous d'une autre naturellement remplie d'air et ayant l'ouverture en bas; de manière que lorsqu'elle l'est entièrement son orifice joigne exactement celle de l'autre cloche. après quelques secondes plongeons -

une bougie dans la cloche où étoit le Gaz hydrogène elle y
brûle tranquillement comme dans l'air, tandis que le gaz contenu
dans la Cloche supérieure s'enflamme comme le gaz hydrogène
ce qui prouve ~~qu'il est~~ que ce gaz est passé de la cloche Inférieure
dans la Cloche supérieure.

le Gaz hydrogène mêlé avec de l'air atmosphérique n'éprouve
aucune action de sa part à froid, mais si on approche une
bougie du mélange, il s'enflamme et détonne.

Si au lieu d'air atmosphérique on se sert d'oxigène dans la
proportion de moitié au volume de l'hydrogène, la détonation
sera encore plus violente parce qu'alors la totalité des gaz ~~mêlés est~~
employée à la combustion. le Resultat de cette combustion est
de l'Eau. L'Explosion violente qui se produit toujours est dûe
à ce que l'Eau formée étant d'abord sous forme gazeuse occupe
plus de volume que la somme des volumes des deux gaz qui
la composent, de sorte qu'elle se trouve en partie lancée hors
du vase et écarte l'air environnant; mais cette Eau repassant dans
un Instant Inappréciable à l'Etat liquide, elle forme un vide.
l'air environnant en cherchant à remplir ce vide ~~[illegible]~~ cause la secousse
qui produit la détonation.

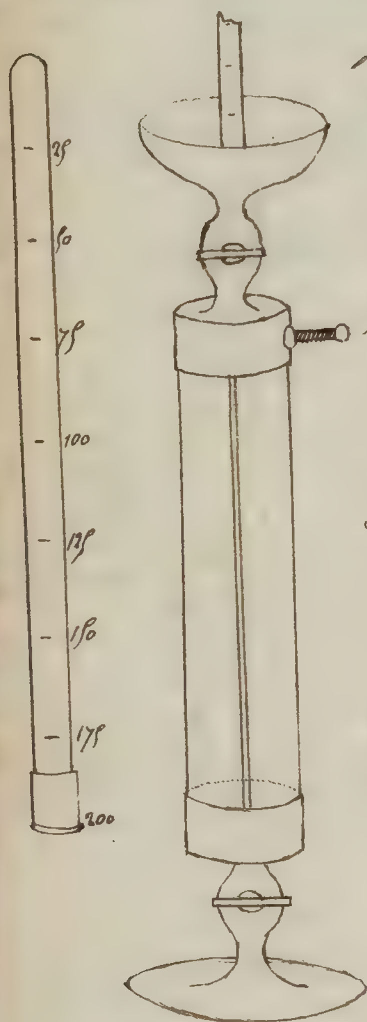
10e Leçon

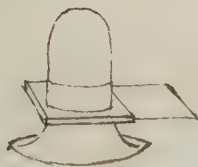
Eudiomètre de Volta

On peut prouver que les choses se passent ainsi dans l'Eudiomètre
de Volta. mais avant d'en faire l'Experience donnons une Idée
de l'Instrument.

C'est un Cilindre de verre de 10 pouces environ de longueur sur
deux pouces de diamètre percé à ses deux extrémités.
à la partie Inférieure se trouve un pied en cuivre creux et
muni d'un Robinet. L'Extrémité supérieure est surmontée par
un Entonnoir garni d'un robinet, dans l'Intérieur duquel on peut
visser un tube gradué. à la partie supérieure et latérale du

Hydrogène





Cylindre se trouve aussi une petite tige métallique isolée dans un tube de verre et se prolongeant dans l'intérieur de l'Eudiom jusqu'à une très petite distance de la paroi opposée. cette tige est destinée à produire une étincelle électrique au milieu des gaz mélangés. observons ici que le fluide électrique est invisible par lui même; que l'étincelle que nous voyons est due aux fluides calorique et lumière dégagés de l'air par le frottement qu'il éprouve, et que c'est cette accumulation de calorique et de lumière qui dans ce cas ci détermine la combustion de L'hydrogène.

Maintenant pour faire l'Expérience que nous avons annoncée, on ~~ferme le robinet~~ ouvre les deux robinets et on plonge l'Eudio verticalement et entièrement dans l'Eau. on le remplit par ce moyen; on ferme le robinet supérieur et on le remonte à la surface de l'Eau sur la tablette de la cuve.

au moyen d'une petite mesure faite pour cet usage on mesure 2 parties d'hydrogène et une part d'oxigène que l'on fait passer dans l'Eudiomètre; on électrise, et en regardant attentivement l'Instrument, on voit l'Eau d'abord repoussée avec violence, remplir bientôt ~~tout~~ l'Eudiomètre.

Puisque le gaz hydrogène est de tous les corps le plus combust on doit penser qu'il peut être employé avec avantage pour analyser l'air atmosphérique. c'est en effet avec ce gaz qu'on obtient les résultats les plus satisfaisants.

Il résulte d'un très grand nombre d'Expériences faites par MM Humboldt et Gaylussac qu'il faut une partie en volume d'oxigène pour en brûler deux d'hydrogène.

les mêmes nous ont appris que dans quelques proportions qu'on mêlât ces deux gaz, ils ne s'unissoient jamais que dans le rapport indiqué et qu'il ne se formoit jamais que de l'Eau.

Pour analyser l'air on se munit donc de l'Eudiomètre du tube gradué et de la petite mesure dont la capacité égale par exemple 50 parties du tube gradué.

on fait passer dans l'Eudiomètre 50 parties de gaz hydrogène et 100 parties d'air ~~atm~~ atmosphérique; on enflamme le mélange par l'étincelle électrique on visse le tube gradué ~~p~~ préalablement rempli d'eau au haut de l'instrument. on ouvre le Robinet, le Résidu gazeux y monte, on en détermine le nombre de parties lequel ici est 87. nous avons donc

Employé	Air atmosphérique	100 P
	gaz hydrogène	50
	En tout	150
	Résidu	87
	Il y a eu de Brulées	63 P.

Puisqu'il y a eu 63 parties du mélange, employées à la combustion et que nous savons qu'il faut 2 parties d'hydrogène pour en absorber 1 d'oxigène, il est clair que sur ces 63 parties, il y ~~avoit~~ 42 d'hydrogène et 21 d'oxigène. comme nous avons mis un excès d'hydrogène nous sommes sûrs qu'il ne reste pas d'oxigène dans le Résidu. l'air atmosphérique contient donc 21 parties sur 100, d'oxigène.

Le Résidu Gazeux contient tout l'azote de l'air et l'excès d'hydrogène ajouté; si on vouloit obtenir le gaz azote pur, il faudroit au lieu de 50 parties d'hydrogène n'en mettre que 42.

L'air que nous respirons contient ~~0~~ 0,21 d'oxigène, le reste est à très peu près formé d'azote. L'air expiré des Poumons

Hydrogène

est comme nous l'avons déja dit bien moins pur.
Pour le trouver, faisons en passer 100 parties dans l'Eudiomètre avec 50 parties de gaz hydrogène. Électrisons et faisons passer le résidu dans le tube gradué. il s'en trouve 97,5 lesquelles retranchées de 150 nombre de parties employées donnent 52,5 pour le nombre de parties employées à la Combustion. de ces 52 parties les deux tiers sont en hydrogène, l'autre tiers seulement en oxigène. il n'y avoit donc que 17,5 dans 100 parties d'air expiré des poumons.

Après vous avoir fait connoître l'hydrogène et l'usage qu'on en peut faire pour l'analyse des gaz nous devrions pour suivre le rang de Combustibilité, vous parler du Bore radical de l'acide Boracique. mais comme jusqu'à présent nous n'avons pu l'obtenir qu'à l'aide des substances Métal-loïdes retirées de la Potasse et de la Soude, substances que vous ne connoissez pas encore et dont l'Etude demande la connoissance préliminaire des autres corps, nous passerons le Bore sous silence, remettant à vous en parler lorsque nous en serons aux alcalis

11e Leçon

Carbone

Du Carbone.

Le Carbone est le 3e corps combustible non métallique. il paroît exister à l'état de pureté dans le diamant. Il existe comme partie dominante dans le Charbon et comme on ne peut l'en retirer pur, son histoire se réduit presque à celle de ce corps.

Charbon

Propriétés

Le Charbon est un corps solide, noir, Insipide, friable, et Insoluble dans l'Eau chauffé seul à l'abri du contact de l'air il n'éprouve aucune altération. on peut faire cette Expérience en Introduisant du charbon dans une cornue de terre cuite

~~cornu~~ à laquelle on adapte un tube plongeant dans l'Eau ou le mercure. on met cette cornue dans un fourneau de Reverbère, ou la Chauffe si on veut un jour entier; le Charbon en sort Intact.

Le Charbon est Infusible, mais il est probable que c'est faute de moyens de pouvoir l'exposer à une chaleur assez forte, et qu'on pourroit parvenir à le liquefier et à le volatiliser si on produisoit une ~~chaleur assez forte~~ accumulation de Calorique suffisante.

Le Charbon chauffé avec le contact de l'air, n'éprouve aucune altération ~~tant~~ qu'il ne cesse pas d'être obscur dans l'obscurité; mais si on le fait chauffer jusqu'au rouge, il brûlera et absorbera l'oxigène de l'air. cette Combustion est tranquille et dégage peu de Lumière.

Dans le Gaz oxigène pour peu que le charbon ait quelques points en Ignition, il ne tarde pas à s'embraser entièrement, en degageant beaucoup de calorique et de lumière.

Pour faire cette Expérience on se procure 7 à 8 flacons à large ouverture, d'un litre environ. on les emplit de gaz oxigène et on les dispose sur une table après les avoir bouchés. alors on prend un bouchon fort et épais et qui aille à tous les flacons, on y pique une forte tige de fer disposée à son extrémité de manière à recevoir un Charbon. on allume ce Charbon à une bougie et on le plonge dans le 1er ~~bocal~~ flacon.

Une grande partie de l'oxigène est absorbée; il se forme un gaz acide (que nous nommerons acide carbonique) lequel augmentant de plus en plus, et se mêlant à l'oxigène restant, l'empêche de se porter aussi facilement sur le Charbon, ~~et~~ ralentit la Combustion et l'arrêteroit bientôt entièrement, si on ne portoit le Charbon dans un autre flacon; et ainsi de suite jusqu'à ce qu'il soit entièrement brulé.

Cette Expérience prouve que le Charbon est entièrement combustible.

Si on verse de l'Eau de Chaux dans un des flacons, elle se troublera par l'agitation et formera un dépôt abondant.

Carbône

Dans cette expérience l'acide carbonique se combine à la Chaux dissoute dans l'Eau et forme avec elle un Carbonate de Chaux Insoluble, lequel se ppte.

Si on a laissé le flacon fermé pendant l'action et qu'on l'ouvre sous l'Eau, ce liquide y remonte beaucoup.

On pourroit donc en combinant ainsi l'acide carbonique avec la Chaux et ouvrant après le flacon dans l'Eau connoître la quantité d'acide carbonique formé. mais il est préférable au lieu de Chaux qui n'est que très peu soluble dans l'Eau, d'employer ~~[illegible]~~ un alcali qui y soit plus soluble et absorbe plus promptement l'acide, par exemple la Potasse. on en introduit quelques morceaux dans un des flacons, on y verse un peu d'Eau on referme le flacon et on l'agite, on l'ouvre ensuite sous l'Eau qui y remonte considérablement. on l'agite encore et on l'ouvre encore sous l'Eau, et ainsi alternativement jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'absorbtion.

le Gaz restant est du gaz oxigène pur, comme on peut s'en convaincre en y plongeant une bougie éteinte; elle s'y rallume et brule avec véhémence

voila donc le Charbon caractérisé est un corps solide, noir, friable Insoluble, Infusible et formant du gaz acide carbonique par sa combustion dans le Gaz oxigène.

mais une sont pas là toutes ses pptés.

Charbon et Azote

Il exerce une action singulière sur le gaz azote. Pour cette Expérience, on fait calciner un charbon à l'abri du contact de l'air. on le fait passer ensuite ~~[illegible]~~ au dessus du mercure sous une Cloche contenant du gaz azote. ce gaz se trouve absorbé et le mercure remplit bientot toute la Cloche. (1)

---

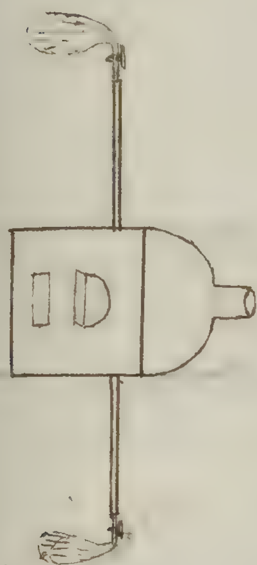
(1) on devroit faire cette expérience comparativement avec de l'air, de l'oxigène, de l'acide Carbonique &c.. peut être obtiendroit-on le même resultat, et alors devroit on attribuer cet Effet

Charbon et Hydrogène

Jusqu'à présent on ignore ce qui se passe dans cette expérience.

On ne connoît peut être pas mieux l'action réciproque du charbon et de l'hydrogène. ces deux corps s'unissent dans diverses proportions. lorsque la quantité d'hydrogène est petite en comparaison de celle du charbon, celui ci lui fait partager son état ~~liquide~~ solide. on peut former ce charbon hydrogéné en employant le même moyen que cy dessus.

Si au contraire le charbon n'y est qu'en petite quantité alors le resultat de la combinaison est gazeux et forme un gaz hydrogène carboné.



Pour ~~obtenir~~ faire ce gaz on dispose horizontalement au travers d'un fourneau un canon de fer très propre dans son interieur. on introduit dans la partie qui se trouve dans le fourneau du charbon calciné: aux deux extrémités sont adaptés deux tubes et deux vessies à robinets en cuivre dont l'une est vide et dont l'autre contient du gaz hydrogène (elle doit être très flasque pour pouvoir suffire à la dilatation du gaz) tout étant disposé et luté, on chauffe le canon jusqu'à le faire rougir, et lorsqu'il est dans cet état on ouvre les deux robinets et on fait passer peu à peu le gaz hydrogène à travers le ~~charbon~~ charbon rouge. à cette température le charbon se dissout dans le gaz hydrogène et le gaz hydrogène carboné se rend dans la vessie qui étoit vide. lorsque tout le gaz hydrogène est passé on recommence à le faire passer de la seconde vessie dans la 1ere et ainsi de suite 5 ou 6 fois afin que le gaz hydrogène se charge autant que possible de charbon.

Le gaz hydrogène ainsi saturé de charbon a acquis de nouvelles propriétés. il est invisible, d'une odeur plus désagréable, pesant 2 à 3 grains le pouce cube, inflammable à l'air par le contact d'un corps en ignition et formant par sa combustion de

de l'Eau et du gaz acide carbonique.
Ce dernier produit forme le caractère le plus distinctif entre le gaz hydrogène et le gaz hydrogène carboné. ainsi si je remplis une Eprouvette de gaz hydrogène et que je l'allume à l'aide d'une bougie, il brulera avec une flamme claire jusqu'au fond si je verse dans le vase de l'Eau de Chaux elle ne se troublera pas. si j'y verse de la teinture de Tournesol elle ne changera pas de couleur; mais si au lieu d'hydrogène je me sers de gaz hydrogène carboné, il brulera plus difficilement et avec une flamme bleuatre, l'Eau de chaux versée et agitée dans le vase où il a brulé, s'y troub[lera] et la teinture de tournesol y rougira: ces deux caractères comme nous les avons déja indiquent la presence de l'acide carbonique.
Le Gaz hydrogène carboné est souvent produit naturellement. c'est lui qui se dégage dans la désorganisation des substances organiques surtout ~~lorsque~~ cette désorganisation s'opère dans des lieux humides. c'est aussi ce gaz qui se dégage lorsqu'on agite la bourbe des marais. elle en contient quelquefois une si grande quantité qu'on le voit s'élever ~~par bulles~~ à la surface de l'Eau sous la forme de bulles que l'on peut enflammer par l'approche d'une bougie.
Le Charbon nous presente encore d'autres propriétés sur la théorie desquelles on ne sait rien de satisfaisant. telle est son action sur le vin qu'il dénature entièrement.
C'est ce qui m'est arrivé à moi-même: ayant une pièce de vin de Bourgogne légèrement trouble je voulus le clarifier en le passant dans une fontaine à filtre charbon, et je fus assez étonné de voir passer au lieu de vin une Eau presqu'incol[ore] et acerbe. la 2.e pinte ne differoit pas de la 1.ere et ce n'a été qu'à la 30.e à peu près que la liqueur a commencé

à rester coloré, et a repris peu à peu toutes les propriétés du vin.

Il est hors de doute que le Charbon ne contienne une Substance qui a la propriété de décomposer le vin, de détruire sa partie alcoolique, et que cette ~~partie~~ Substance se saturant de ses principes ne finisse par laisser passer le vin sans l'altérer. mais quelle est cette Substance? est-ce le Charbon lui-même? nous n'en savons rien.

Il se passe probablement quelque chose d'analogue, lorsqu'on clarifie et qu'on dépure les Eaux corrompues en les filtrant sur le Charbon. toute autre substance que lui comme le sable ou les Eponges, peut bien rendre à l'Eau sa transparence mais elle ne lui enlève pas son odeur et sa propriété délétère; le Charbon en absorbant ou en détruisant les principes qui la rendoient impotable, lui rend toute sa salubrité.

Cette propriété du Charbon étoit connue depuis longtems et c'est à cette connoissance que l'on doit l'Usage de charbonner l'Intérieur des tonneaux destinés à conserver de l'Eau pour les voyages de long cours. on pourroit aug-menter l'Effet de cette Utile opération en mettant du Charbon dans les tonneaux

La Grande combustibilité du Carbone le rend propre à désoxigéner un grand nombre de corps; c'est ainsi que nous verrons que le phosphore s'obtient en décomposant l'acide qu'il forme avec l'oxigène au moyen du Charbon. c'est encore ainsi que nous verrons le Charbon être très utile pour désoxider les Substances combustibles métalliques et leur rendre l'Etat qu'elles avoient perdu en se combinant avec l'oxigène.

Carbone

le charbon est très repandu dans la nature on le trouve souvent dans le règne minéral où il forme la base des Bitumes et du charbon de terre. les Substances animales le contiennent aussi en grande quantité, enfin c'est dans le règne végétal qu'il existe le plus abondamment, et c'est aussi principalement de ce règne qu'on le retire pour notre usage.

Carbonisation des Végétaux

Pour bien concevoir la formation du charbon dans la décomposition des matières végétales, il faut être convaincu que toutes les fois qu'on expose à l'action du calorique une Substance contenant des corps fixes et d'autres dont l'Etat habituel est l'Etat aériforme, cette Substance doit se décomposer. ainsi quand on calcine les Substances végétales qui toutes sont formées d'hydrogène d'oxigène et de Carbone et qui ne diffèrent que par les diverses proportions de ces trois principes, quand dis-je on les expose à une forte chaleur, l'hydrogène et l'oxigène doivent se gazéifier et le carbone rester. cependant les choses sont loin de se passer aussi simplement: et dans le fait comment seroit il possible que trois corps qui comme ceux ci ont tant de tendance à se combiner veuillent se ~~dégager~~ séparer, se dégager sans s'unir en partie? aussi s'unissent ils, et forment ils des composés qui pourroient varier à l'infini comme les proportions des trois corps qui les forment.

c'est ainsi que nous obtenons pour produits des différentes décompositions végétales, des acides, des huiles, des Gommes des Résines, du Sucre; mais tous ces produits n'ont pas lieu

dans la décomposition des végétaux par le calorique dans des vaisseaux fermés. les produits qu'on en obtient sont à peu près identiques pour tous. nous allons en donner une idée par l'Expérience suivante.

On Introduit de petits morceaux de Bois dans une cornue de terre qu'on place dans le laboratoire d'un fourneau de Réverbère. à cette cornue on adapte une alonge et à l'extrémité de celle ci un tube qui va plonger dans une cuve hydropneumatique. Ayant luté les jointures de la cornue et de l'alonge, on chauffe peu à peu jusqu'à faire rougir la cornue et on l'entretient en cet état pendant 2 ou 3 heures. pendant cet Intervalle on voit se dégager successivement: 1° de l'Eau. 2° de l'acide carbonique. 3° de l'acide acétique, 4° du gaz hydrogène carboné. 5° une huile d'abord fluide puis très épaisse et très charbonée; 6° enfin lorsqu'il ne se dégage plus rien il reste dans la cornue une matière noire solide, ayant conservé la forme des morceaux de bois, c'est du Charbon.

En examinant les Elements de ces divers produits, on se rend facilement Raison de leur formation. ils sont tous formés de deux ou des trois principes qui composent le bois, et qui sont l'hydrogène, le Carbone et l'oxigène. lorsqu'on expose ce bois à la température rouge, on conçoit que vu la grande attraction de l'hydrogène pour l'oxigène il doit d'abord se former beaucoup d'Eau; qu'ensuite le carbone étant devenu prédominant doit à son tour s'emparer d'une autre portion de l'Oxigène et former de l'acide carbonique; qu'après l'équilibre étant pour ainsi dire rétabli entre ces deux corps combustibles ils se combinent ensemble à une moins grande qté d'oxigène (celui-ci diminuant de plus en plus) et forment de l'acide acétique, puis de l'huile, qu'enfin l'oxigène étant presqu'entièrement épuisé, et la température étant très élevée il se forme du gaz hydrogène carboné, peut être du gaz oxide de carbone ou selon d'autres du gaz hydrogène oxi-carburé.

Carbone

d'après cette explication on doit s'appercevoir qu'on est loin d'obtenir dans le Résidu la totalité du carbone qui étoit dans le bois. on n'obtient que la quantité en excès que n'avoit pu enlever l'Oxigène et l'hydrogène.

On obtient cependant encore plus de charbon par ce moyen que par celui usité dans nos forets pour convertir en grand le bois en charbon. ici nous n'avons perdu que le charbon enlevé par l'oxigène et l'hydrogène du bois ; mais dans les forets on forme des espèces de Meules ou tas coniques en menu bois ou mieux en branches d'une égale grosseur. on laisse dans l'Interieur du tas deux courants d'air, l'un horizontal qui forme comme le diamètre de la base du cône et l'autre vertical qui en forme la hauteur. on met le feu à la jonction des deux conduits, le feu alimenté par l'air se communique bientot à toute la masse. lorsqu'on voit que la Combustion est assez avancée on recouvre la meule de terre détrempée et de mousse. par ce moyen on arrête la combustion. mais la chaleur est assez forte pour faire dégager du bois les mêmes produits que nous avons obtenu. On voit que dans cette Opération outre le Charbon enlevé par l'hydrogène et l'oxigène du Bois, on perd encore celui qui est brulé par le courant d'air qui alimente la Combustion.

MM. Mollerat ont essayé dans un Etablissement près de Dijon d'éviter cette perte. Ils emploient pour la décompo-sition du bois le même moyen que nous venons d'employer ici, mais en grand. ils ont une espèce de four où s'ouvrent de grandes cornues, capable de contenir 6000 Kilo de Bois. cette cornue est embrassée par un foyer qu'ils échauffent avec 1500 Kilo de menu bois, les vapeurs et les gaz sont conduits

dans une suite de tonneaux et enfin se perdent dans l'air.

En recueillant et purifiant les divers produits de cette opération, ils obtiennent sur 6000 kilo de bois employé

Charbon	1650 kilo
acide acétique	1750
huile ou goudron	250
Perte en gaz ou autrement	2350
	6000 K.

Cette perte en gaz en est une bien véritable; car si on approche une bougie de l'endroit par où ils s'échappent, on les ~~enflam ment~~ enflamme. on pourroit facilement les ramener au foyer, où alors la grande quantité de calorique qu'ils dégageroient par leur combustion procureroit une grande économie de combustible. de sorte qu'en commençant la décomposition du bois avec quelques centaines de kilo de combustible, on pourroit la continuer jusqu'à la fin au moyen des gaz qui s'échapperoient de la cornue.

le charbon obtenu de cette manière diffère du charbon des forets. il ne contient pas de fumerons. il fait un très bon feu de forge; mais il brule beaucoup plus vite, et sera peut être peu employé dans l'usage domestique.

Diamant

Du Diamant

Le carbone est le corps qui existe dans le Diamant on s'est assuré de sa présence dans ce corps précieux, en le faisant brûler dans le gaz oxigène. Pour cette expérience on remplit un ballon de gaz oxigène très pur. ce ballon est placé sur une cuve à mercure et en contient assez pour pouvoir le tenir droit. on fait passer un diamant à la surface du mercure et on rassemble dessus les rayons solaires au moyen d'une forte lentille. on voit peu à peu la surface du

Carbone

Diamant noircir, il s'enveloppe d'une auréole lumineuse bleuâtre, diminue peu à peu de volume et finit par disparoître sans laisser aucune trace.

Si ensuite on examine le gaz du ballon on voit qu'il n'est composé que d'oxigène et d'acide carbonique.

Le Diamant contient donc du Carbone. mais ce corps combustible en forme-t-il la totalité, ou si l'on veut le Diamant est-il du carbone pur? Jusqu'ici les opinions sont partagées.

Mr Biot assure que le diamant est composé de Carbone et d'hydrogène parce qu'il refracte la lumière plus qu'en raison de sa densité et de la combustibilité du carbone.

Mr Guyton fondé sur l'expérience que nous venons de Rapporter, regarde le diamant comme du carbone pur. cette Expérience n'a pas encore été assez répétée pour que l'on puisse décider la question; mais lorsqu'on l'aura faite un plus grand nombre de fois, si toujours elle nous présente le Diamant brulé en totalité, et le Résultat de sa combustion, être de l'acide carbonique seulement mêlé ~~seulement~~ à l'excès d'oxigène, nous serons forcé de convenir avec Mr Guyton que le Diamant est du <u>Carbone Coagulé pur</u>

12e Leçon

Phosphore

(1er Janvier 1809)

Du Phosphore

Nous allons aujourd'hui nous occuper du Phosphore 4e corps combustible non métallique. Son nom signifie Porte lumière et lui vient de ce qu'il est lumineux dans l'obscurité.

Histoire

Brand Chimiste de hambourg le découvrit en 1660. mais ce ne fut guères que 50 ans après que l'on connût le procédé pour l'obtenir. on se le procuroit d'abord en desséchant de l'Urine, et chauffant fortement le produit de cette

dessication dans une cornue, mais on n'en obtenoit qu'une très petite quantité et le Phosphore restant très rare, on ne faisoit avec que peu d'essais.

En 1774 Schéele montra que les Os des animaux que jusqu'alors on avoit ~~pour~~ regardé comme composés d'une Substance calcaire, étoient formés en grande partie d'un corps composé ... de Phosphore d'oxigène et de Chaux et que nous nommons Phosphate de Chaux uni, à une Substance animale.

Extraction

Voici le procédé qu'il a indiqué pour en retirer le phosphore. c'est celui que l'on emploie encore aujourd'hui et sur lequel nous reviendrons plus au long dans la suite.

On expose des os à une forte température pour décomposer, charbonner enfin détruire entièrement la matière animale. on ~~obtient~~ les change par ce moyen en une matière blanche, dure, très poreuse ayant conservé la forme de l'Os et n'étant plus presque, ~~qu'un composé de~~ que du Phosphate de Chaux.

On pulvérise ce Phosphate, on le délaye dans de l'Eau, on y verse de l'acide Sulfurique (acide formé par le Soufre) lequel ayant plus d'affinité pour la chaux que n'en a l'acide Phosphorique (composé d'oxigène et de Phosphore) décompose le Phosphate de Chaux. il se forme un composé d'acide Sulfurique et de Chaux insoluble, et l'acide Phosphorique reste libre; on étend le mélange d'Eau, l'acide Phosphorique se dissout, on filtre et on fait évaporer.

L'acide Phosphorique étant formé d'oxigène et de Phosphore qui n'est que le 4e corps combustible, on conçoit qu'on peut en retirer le Phosphore en présentant à l'oxigène un corps plus combustible que ce dernier. ce corps est le Charbon. lorsque la liqueur est en consistance très Epaisse, on y mêle le quart de son poids de Charbon en poudre; on dessèche le tout entièrement et on l'introduit dans une cornue de Grès, alors on chauffe cette cornue dans ...

Phosphore

un fourneau de Reverbere. à une haute température le Charbon s'unit à l'oxigène ** forme de l'acide Carbonique qui se dégage et le Phosphore volatilisé par le calorique, condensé en huile dans le col de la Cornue, vient se solidifier au fond d'un vase plein d'Eau destiné à cet Effet.

c'est en suivant ce procédé que nous ne faisons qu'indiquer, qu'on parvient à se procurer des livres de Phosphore dans une seule Opération.

Propriétés

Le Phosphore lorsqu'il est pur est solide, de la consistance de la Cire, transparent, un peu plus pesant que le Charbon et lumineux dans l'obscurité.

Comme tous les corps combustibles il refracte la lumière plus qu'en raison de sa densité.

Il est très soluble dans le Calorique; tandis que nous avons vu le Charbon resister au plus grand degré de Chaleur que nous ayons pu produire.

Si on le plonge dans l'Eau Chaude il le liquéfie; une chaleur de 100° le volatilise.

Privé du contact de l'air il n'est pas altéré par le Calorique, tandis qu'à l'air libre il brule à la température ordinaire, forme une vapeur blanche, et dégage continuellement une petite qté de ~~Calorique~~ Lumière visible dans l'obscurité. quoique dans cette combustion on fasse ordinairement abstraction du calorique, il s'en dégage aussi comme nous l'avons déja dit.

Quoique le Phosphore soit si combustible qu'il brule dans l'air, néanmoins à la même température il n'éprouve aucune altération dans le gaz oxigène, et il n'est pas même lumineux dans l'obscurité.

voici l'explication que l'on donne de ce fait. Le Phosphore pour se combiner à l'oxigène a besoin que la force attractive de ses particules soit rompue, ou si on l'aime mieux, le Phosphore pour bruler a besoin que ses particules se trouvent assez écartées les unes des autres pour que leur attraction réciproque se trouve moins forte que leur attraction pour l'oxigène. d'où on conclut que

le Phosphore ainsi que le charbon et le Soufre ne doit pas brûler à l'état solide dans le gaz oxigène. mais pourquoi ~~brûle~~ ~~t-il~~ sous le même état brûle t'il dans l'air atmosphérique?

Cela tient à ceque le gaz azote a la propriété de dissoudre le Phosphore; il le dissout donc, désunit sépare les particules, et les abandonne ensuite à l'attraction qu'elles ont pour l'oxigène.

Cequi prouve que si le Phosphore solide ne brûle pas dans le gaz oxigène, cela tient seulement à l'attraction reciproque de ses particules; c'est que si on divise ces particules par une cause quelconque, par exemple par le Calorique qui fait passer le Phosphore de l'état solide à l'état liquide, alors il brulera subitement.

Expérience. on remplit une petite cloche de mercure on y fait passer un peu de Phosphore qui par sa moins grande pésanteur vient à la surface. au moyen de quelques charbons ardents on échauffe assez la partie supérieure de la Cloche pour fondre le Phosphore, alors on y fait parvenir du gaz oxigène Bulle par Bulle.

À chaque bulle qui parvient à la partie superieure de la Cloche, il se fait une vive combustion avec un grand dégagement de Calorique et de lumière et l'oxigène est totalement absorbé.

Cette opération peut durer aussi longtems qu'il reste du Phosphore fondu, et bien qu'on introduise dans la cloche une assez grande qté de Gaz oxigene le mercure ne change pas sensiblement de hauteur.

Je vais encore ici reporter un Instant votre attention sur le grand dégagement de lumière et de Calorique qui a lieu dans cette Combustion. Observez que nous prenons l'oxigène à l'Etat gazeux, c'est à dire combiné avec une grande quantité de fluide lumineux et de Calorique; nous prenons ~~le~~ du Phosphore

Phosphore

à l'Etat liquide et le resultat de leur combinaison est solide. il doit donc y avoir un grand dégagement de calorique et de lumière, et comme la combustion s'opère en un instant, comme le dégagement a lieu dans un moment inappréciable, nous avons peine à en supporter la vue.

nous voyons aussi dans cette combustion que la lumière et le ~~calo~~ calorique viennent presqu'entierement du gaz oxigène et non du Phosphore qu'une très petite qté de calorique fait passer de l'Etat solide à l'Etat liquide.

Dans la combustion de l'hydrogène, la lumière et le calorique dégagés viennent autant et peut être plus de l'hydrogène que de l'oxigène. le dégagement de ces deux fluides est très considérable et beaucoup plus que dans la combustion du Phosphore. ce sont deux corps fondus dans le calorique et la lumière qui abandonnent ces fluides presqu'en totalité par leur passage à l'Etat liquide.

Vous connoissez donc déja plusieurs propriétés du Phosphore. il est solide, mou, transparent, refractant fortement la lumière, lumineux dans l'air atmosphérique, non lumineux dans le gaz oxigène à une basse température, y brûlant avec force lorsqu'il est fondu.

vous savez aussi que le gaz azote le dissout, et forme un gaz azote phosphoré. il nous reste pour le connoître autant que nous le pouvons à present, à le combiner aux corps combustibles examinés avant lui.

Phosphore et charbon

Le Phosphore et le charbon s'unissent difficilement; si on triture du Phosphore avec du charbon en poudre, pour en faire un mélange exact, et qu'on expose ce mélange à une douce chaleur, ils se separent. cependant à une haute température ils paroissent s'unir, car les ~~Pho~~ les dernières portions de Phosphore obtenues par le procédé que nous avons indiqué, contiennent

87

Phosphore et Hydrogène

toujours du Charbon.

L'hydrogène et le Phosphore ont une grande tendance à se combiner. Surtout lorsque l'hydrogène se dégageant des composés solides ou liquides qui le contiennent, et n'étant pas encore à l'état gazeux se trouve en contact avec du Phosphore bien divisé; c'est ce qui a lieu dans la décomposition de quelques matières animales, et dans le procédé que l'on suit ordinairement pour obtenir le gaz hydrogène phosphoré

Gaz Hydr: Phosphoré.

On commence par faire une pâte liquide avec de la chaux et de l'Eau, on y mêle du Phosphore coupé par petits morceaux, on introduit le tout dans une cornue de verre à laquelle on adapte un tube recourbé plongeant dans une cuve à mercure.

On allume du feu sous la cornue; d'une part il se dégage du gaz hydrogène Phosphoré et de l'autre il se fait une combinaison de Phosphore d'oxigène et de Chaux, nommée Phosphate de Chaux.

Pour voir ce qui se passe dans cette opération il suffit de faire attention aux principes des corps que nous avons employés.

le Phosphore est un . . . . élément.

la Chaux . . . . de même

L'Eau est un composé d'hydrogène et d'oxigène.

Puisque le Phosphore et la Chaux sont ~~deux~~ élémens, ~~et~~ qu'il s'est dégagé d'une part de l'hydrogène, et ~~de l'autre~~ qu'il s'est fixé de l'autre de l'oxigène, il faut bien que l'Eau ait été décomposée. Son hydrogène cédant à son attraction pour le Calorique s'est dégagé en enlevant une certaine quantité de Phosphore, tandis que l'oxigène a été retenu par l'attraction simultanée du Phosphore et de la Chaux.

Le Gaz hydrogène Phosphoré est invisible, beaucoup plus pesant que le gaz hydrogène, et exhalant une odeur pénétrante et très désagréable de Phosphore.

Sa propriété la plus remarquable est celle qu'il a de s'enflammer par son contact avec l'air. cette inflammation est très facile

Phosphore

à Expliquer. le Gaz hydrogène Phosphoré est du gaz hydrogène tenant du Phosphore à l'Etat d'extrême division; de sorte que ce gaz à le contact x, le Phosphore s'enflamme et communique son inflammation au gaz hydrogène.

x de l'air

Si on fait rencontrer du gaz hydrogène Phosphoré avec du gaz oxigène, il se produit une détonation même plus violente qu'avec le gaz hydrogène pur: on peut expliquer cet effet par la condensation où se trouve l'hydrogène dans le gaz hydrogène Phosphoré, de sorte qu'un même volume en contient beaucoup plus.

Au lieu de Chaux dont nous nous sommes servi pour le mélange, nous aurions pu employer toute autre base alcaline fixe.

nous nous sommes servi de Mercure et non d'Eau, parce que l'Eau altère le Gaz hydrogène Phosphoré; elle est peu à peu décomposée, le Phosphore s'empare de son oxigène, devient acide Phosphoreux et se dissout; son hydrogène se mêle à l'hydrogène de la Cloche, de sorte qu'au bout de quelques heures le gaz ~~hydrogène~~ Phos. perd la propriété de s'enflammer par le contact de l'air.

L'Eau altère même le Phosphore solide qu'on l'on conserve dedans. à la longue elle prend une odeur de Phosphore très forte. il s'y est formé un peu d'acide Phosphoreux, la surface du Phosphore est oxidée, et il y a eu de l'hydrogène dégagé.

à froid l'opération par laquelle nous avons obtenu l'hydrogène Phosphoré ne réussiroit pas ou du moins ne produiroit son Effet que très lentement: mais à chaud comme nous l'avons vu l'action est très prompte, et cela se rapporte encore au principe que nous avons déjà posé, que toutes les fois que l'on chauffe un composé ou un mélange de corps tel que par la réaction des principes qui le composent, il peut en résulter des substances gazeuses et d'autres fixes, il doit y avoir décomposition.

Idée Sur les Modificat: qu'apporte le Calorique à l'Attraction

dans cette nous verrons le Calorique modifier l'attraction des corps, tantôt des corps qui ne peuvent se combiner à une basse température se combinent à une température plus élevée, tantôt, ensuite le Calorique détruit ces combinaisons, et tels corps qui n'avaient pu se combiner à une basse température, qui se sont combinés à une plus élevée, se séparent ensuite par une nouvelle accumulation de Calorique. Cette Marche du calorique paraît d'abord Singulière; mais il est facile de l'Expliquer.

Prenons pour exemple le mercure et rappellons nous que l'attraction d'aggrégation qui produit cohésion entre les particules des corps est opposée à la force d'attraction Chimique.

A une basse température le mercure n'éprouve aucune altération de la part de l'air parceque la cohésion de ses particules l'importe sur leur attraction pour l'oxigène, mais si vous introduisez du calorique entre ces particules, elles s'écarteront, leur force d'aggrégation diminuera, pourra même devenir nulle lorsqu'elles seront assez écartées; et alors ces particules cèdent à leur attraction pour l'oxigène de l'air, il y aura combinaison.

Nous voyons par cet exemple que le Calorique en diminuant la force d'aggrégation des particules des corps, leur permet d'obéir à l'attraction qu'elles peuvent avoir pour des molécules de nature differente. mais de même que le Calorique rompt la force d'aggrégation des particules des corps, ne peut il pas arriver aussi qu'il détruise la force d'attraction qui unit des molécules de different nature? ne peut il pas arriver que par une très grande accumulation dans ce composé, il n'écarte assez ses molécules pour rendre nulle leur force d'attraction? car on sait que cette force ne s'exerce qu'au point de contact.

Phosphore

comme tout porte à croire que cela est, admettons le, et expliquons pourquoi le calorique détruit certaines combinaisons plutôt que d'autres. Prenons pour exemple l'Eau et l'oxide rouge de mercure.

L'Eau contient deux principes dont l'État habituel est l'état gazeux; si on la fait chauffer elle ne se décomposera pas, parce qu'ayant elle même une assez grande attraction pour le Calorique elle prend l'État gazeux avant que le calorique ait pu assez séparer ses molécules constituantes pour rendre leur attraction nulle.

Mais chauffons l'oxide rouge de Mercure que nous avons formé tout à l'heure en chauffant du mercure avec le contact de l'air: cet oxide n'étant pas susceptible de prendre l'État aëriforme sera obligé d'éprouver toute l'intensité de chaleur qu'on lui communiquera et il arrivera un point où le calorique trop accumulé séparera ses molécules constituantes lesquelles alors obéissant à leur manière à leur attraction pour le calorique, nous donneront d'un côté du gaz oxigène et de l'autre du mercure liquide.

Mais revenons au Phosphore et au gaz hydrogène phosphoré. ce Gaz se dégage quelquefois, comme nous l'avons dit, des matières animales en putréfaction brûlant par son contact avec l'air, il forme dans les Cimetières ce qu'on appelle des feux follets.

On a voulu employer le Phosphore en Médecine mais son Effet analogue à celui des cantharides, en a fait abandonner l'Usage.

Son plus grand Usage dans les arts consiste dans la fabrication d'une espèce de Briquets auxquels on a

donné le nom de Briquets Phosphoriques.

On les fait de deux manières. tantôt on trempe une mèche de coton dans de la cire fondue pour en former une petite bougie qu'on introduit ensuite dans un tube scellé à une extrémité. vers cette extrémité on a mis un peu de phosphore on le chauffe, le Phosphore se volatilise et vient couvrir toute la surface de la mèche et du tube. on ferme alors l'autre extrémité à la lampe.

Pour se servir de ce Briquet, on fait un trait de lime au milieu de la longueur du tube, on le casse et on en ~~tire~~ tire vivement la mèche. exposée à l'air elle s'enflamme, parceque le Phosphore se présente très divisé et échauffé par le frottement au contact de l'air.

Les autres Briquets consistent ~~en~~ en un petit flacon bouché à l'Emeril dans lequel on introduit un peu de Phosphore, et que l'on met sur du sable chaud pour fondre ce corps combustible; il se fond donc, ~~on~~ on ajoute jusqu'à ce que le flacon en soit à peu près rempli. lorsqu'on veut s'en servir, on prend une allumette soufrée et on la plonge dans le flacon. la surface du soufre s'imprègne d'une couche de Phosphore lequel se présentant ainsi divisé à l'oxigène de l'air s'enflamme et communique son inflammation au soufre.

Lorsqu'il y a longtemps qu'on se sert de ces flacons il arrive que les allumettes qu'on y plonge ne s'enflamment plus, alors on les humecte légèrement avec ~~l'eau~~ l'haleine ~~avant~~ de les plonger, et lorsqu'on les retire elles brûlent encore mieux qu'au commencement. que se passe t'il ici? nous ne le savons pas; mais il est probable qu'il se produit le même effet que lorsqu'on fait fondre ensemble du Phosphore et du soufre pour les

combiner. Si on y verse quelque peu d'Eau, il se produira une détonation terrible et qu'on ne peut produire sans danger.

13e Leçon
Soufre

Du Soufre.

Le Soufre est un corps solide, jaune, odorant par le frottement, plus pésant que l'Eau, fragile lorsqu'il est en morceau et faisant entendre lorsqu'on le presse dans la main un craquement particulier.

fusible à un dégré de chaleur superieur à celui de l'Eau Bouillante, une chaleur plus forte le volatilise. si après l'avoir fondu on le laisse refroidir en repos il cristallisera en aiguilles formées par deux pyramides quadrangulaires adossées base à base et ~~ayant~~ leurs sommets très éloignés (1)

(1) Tous les corps sont susceptibles de cristallisation. c.a.d. que toutes les fois que leurs particules écartées par une cause quelconque, pourront se rapprocher, cette cause cessant, et redevenir solides, elles affecteront des formes particulières à chaque corps, si rien ne s'oppose à leur arrangement.

les agents employés le plus généralement pour ecarter les particules des corps sont le Calorique, l'Eau, l'huile, l'alcool &c...

En general pour obtenir de belles cristallisations, il faut que les molécules ~~aient~~ été bien écartées, qu'elles se rapprochent lentement et en repos. il faut aussi autant que possible opérer sur de grandes masses.

Toutes les fois que l'on rencontre un corps cristallisé, il faut supposer nécessairement que ses molécules se sont rapprochées lentement après avoir été écartées par une force quelconque. telle est l'idée que l'on doit se former de la cristallisation du Cristal de Roche, des Pierres precieuses, des metaux, et de tels que l'on trouve cristallisés dans la nature.

si l'on [illegible] est fondu ou le tient quelque tems dans cet Etat et qu'on le verse dans l'eau, alors il devient rougeâtre ~~élastique~~ et conserve quelque tems la molesse et la ductilité de la cire ce qui le rend très utile pour prendre des Empreintes.

Le Soufre rouge n'est pas comme on l'a cru jusqu'ici, formé par la combinaison de l'oxigène de l'air avec le Soufre; il paroit que les propriétés qu'il acquiert viennent d'une disposition particulière de ses molécules.



Le soufre exposé dans des vaisseaux clos à un degré de Chaleur suffisant pour se volatiliser, vient se condenser sur les parois supérieures de l'appareil en une poudre jaune nommée aujourd'hui Soufre sublimé et autrefois fleurs de Soufre. dans cette opération le Soufre n'éprouve aucune altération.

le soufre chauffé avec le contact de l'air atmosphérique, en absorbe l'oxigène, dégage une certaine q[ua]té de Calorique et de lumière, et donne naissance à un gaz acide d'une odeur très irritante et excitant fortement la toux. le Soufre dans le gaz oxigène brûle avec beaucoup de vivacité et avec un dégagement de lumière et de calorique assez considérable. on a cru pendant longtems que le Soufre dans cette combustion absorboit proportionnellement plus d'oxigène que dans sa combustion à l'air libre. mais on sait actuellement que cela n'est pas, il ne se forme que le même gaz acide ~~qui se forme dans~~ dont nous avons parlé (1)

Le Soufre peut se combiner à tous les corps combustibles excepté l'azote que nous avons déja fait remarquer comme le corps le moins susceptible de Combinaison.

Soufre et Phosphore

Pour combiner le Phosphore avec le Soufre. il suffit de faire fondre le 1er dans de l'Eau Chaude, d'y ajouter le Soufre sublimé, et d'agiter pour diviser le Soufre.

---

(1) Comment se fait-il que le Soufre sublimé contienne de l'acide Sulfurique?

Soufre

bientôt il se précipite et la combinaison a lieu.

Lorsqu'on Emploie Parties Egales, le Resultat de la combinaison presente un Phénomène assez Singulier, qu'on peut cependant expliquer avec de l'attention.

Le Composé est liquide à +4°. tandis que le Phosphore n'est fusible qu'à 28° et le Soufre à 120°. Pour comprendre ceci soyons bien convaincus que la fusion ou la liquidité ne peuvent exister entre les molécules constituantes des corps composés mais seulement entre leurs particules. ainsi dans le Phosphure de Soufre chaque particule est formée d'une molécule de Phosphore et d'une molécule de Soufre, intimement unies entr'elles, Solides ou non divisées par le calorique; car la combinaison n'a lieu qu'au point de contact; et si le corps est liquide à une basse température c'est que les particules ayant peu de cohésion entr'elles cedent aux moindres Efforts du calorique.

Il en est de même de l'Eau, de tous les composés liquides et mêmes gazeux; mais prenons l'Eau pour exemple, prenons la : à l'etat liquide ou à l'Etat gazeux, je dis que chaque particule du composé Eau est formée de molécules d'oxigène et d'hydrogène dans la proportion de 88 à 12, que ces molécules y sont à l'etat Solide, que chaque particule est Solide, mais que l'assemblage de ces particules est liquide ou gazeux selon la plus ou moins grande distance que le Calorique met entr'elles.

Considerons ce Phénomène d'une autre manière et revenons au Phosphure de Soufre.

Le Phosphore entre en fusion à 28°. representons l'attraction reciproque de ses particules par — 4

Le Soufre entre en fusion à 110 ou 120°. l'attraction de ses particules entr'elles étant plus grande representons la par — 6.

Maintenant puisque le Phosphore et le Soufre se combinent ensemble, il faut donc que l'attraction des molécules de Phosphore pour celles du Soufre, soit plus forte que la

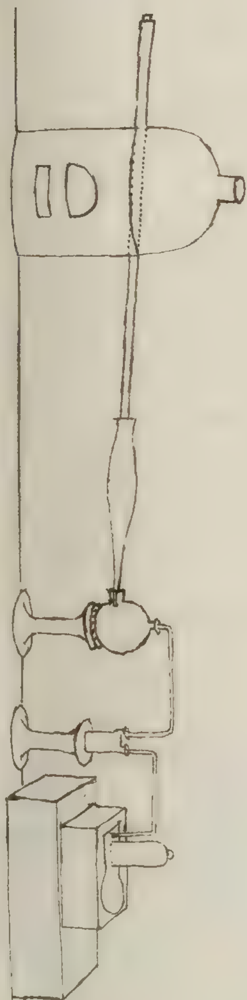
98

somme des forces de cohésion de ces mêmes molécules dans le Phosphore et dans le Soufre: représentons cette attraction par 12. Ainsi que par cette explication, on voit que les molécules de Phosphore et de Soufre doivent réellement être plus rapprochées dans le Phosphure que dans ces deux corps séparés; et que si ce Phosphure est presque liquide, cela tient au peu de cohésion qu'ont entr'elles les particules formées des molécules de Phosphore et de Soufre.

Dans la suite nous expliquerons de la même manière pourquoi un composé de trois métaux, le plomb l'Etain et le Bismuth, se liquéfie dans l'eau Bouillante tandis que ces métaux exigent de 120 à 260° pour entrer en fusion; mais

Soufre et Charbon.

sans attendre davantage nous pouvons faire l'application de la même théorie à un composé de Soufre et de Carbone, connu depuis peu et qui non seulement est liquide, mais même qui est aussi volatil que l'Ether Sulfurique.



Pour obtenir ce composé, on place transversalement dans un fourneau un canon de fer bien propre, dans l'intérieur duquel on a introduit du charbon bien calciné. ce canon de fer est un peu incliné: à l'Extrémité la plus basse on adapte une alonge aboutissant à un Ballon duquel part un tube plongeant dans un petit flacon. on peut à la suite en mettre un second et enfin un tube plongeant dans une cuve pneumatique.

On ferme l'Extrémité supérieure du tube, on chauffe la partie du milieu sur laquelle se trouve le Charbon jusqu'au rouge: alors on introduit du soufre par l'extrémité supérieure que l'on ouvre et que l'on ferme ensuite. le soufre se fond, coule à travers le Charbon, s'y combine, disparoit et on voit se condenser dans le 1er ou dans le 2d Recipient un liquide Diaphane Incolore lorsqu'il est

 Soufre

sur et qui est probablement une combinaison de Charbon
et de Soufre. quelques Chimistes regardent ce corps comme
un composé d'hydrogène et de Soufre. on n'a pas encore
fait d'expériences décisives à cet égard. on sait seulement
que ce composé traité par le fer donne d'une part du
Sulfure de fer et de l'autre une poudre noire qui paroit
être du Charbon.

Hydrogène Sulfuré

~~[illegible]~~ Une des combinaisons du soufre la plus étudiée
est celle qu'il forme avec l'hydrogène.
Nous avons vu précédemment l'hydrogène dissoudre
le Carbone et le Phosphore, il peut aussi dissoudre le soufre
la Circonstance la plus favorable à cette combinaison est
lorsque l'hydrogène se dégageant de ses combinaisons
rencontre du soufre à l'état d'extrême division.
voici le Procédé le plus ordinairement employé pour
obtenir le gaz hydrogène sulfuré.
On commence par faire fondre dans un creuset un
mélange de 2 Parties de soufre et de 1 Partie de fer en
Limaille. le fer quoique très difficilement fusible seul, se
fond facilement par l'intermède du soufre et forme
avec lui un Sulfure de fer. on pulvérise ce sulfure
et après l'avoir introduit dans un flacon à deux
tubulures on y verse de l'Eau et de l'acide sulfurique
à l'une des tubulures on adapte un tube qu'on fait
plonger dans une cuve à mercure; on laisse perdre les
1eres portions ensuite on recouvre l'ouverture du tube d'une
Cloche pleine de Mercure afin de recueillir le Gaz.
Ici se passe la même chose que lorsque nous avons
obtenu le gaz hydrogène pur. l'Eau se trouve décomposée

97

son oxigène se combine au fer et à l'acide, mais de plus son hydrogène rencontrant le soufre séparé du fer et très divisé s'y combine et l'entraine à l'état gazeux.

Propriétés

Le Gaz hydrogène sulfuré est transparent, élastique et compressible comme tous les fluides, beaucoup plus dense que le gaz hydrogène, remarquable surtout par son odeur d'oeufs pourris et par la propriété qu'il a de laisser déposer du soufre pendant sa combustion. on peut pour cette Expérience en faire passer dans une Eprouvette et l'approcher d'une bougie. aussi tot le gaz hydrogène sulfuré s'enflamme il y a de l'Eau de formée et il se dépose du soufre.

Mais la propriété la plus remarquable de ce gaz est son action délétère sur les animaux. un homme peut recevoir la mort dans un air contenant un 300.e de ce gaz; et si on fait ~~cet~~ l'Expérience sur de petits oiseaux un millième, deux au plus de gaz hydrogène sulfuré les tueront sur le Champ.

Pour faire cette Expérience on prend un grand Recipient, on y plonge un moineau franc, il y vit ~~très bien, on y fait passer~~ ensuite on met ce recipient sur une Cuve à mercure on y fait passer 4 ou 5 lig. Cubes de Gaz hydrogène sulfuré, on y plonge l'oiseau, il y perit de suite. quelquefois on le rappelle à la vie en lui faisant respirer un peu d'acide muriatique oxigéné mais il faut pour cela que l'Irritabilité n'ait pas ~~~~ été détruite.

Tous les gaz Non respirables n'agissent pas de même sur l'Economie animale. Ceux comme le Gaz azote, le gaz acid. Carbonique, le gaz hydrogène,

Soufre

n'asphixient les animaux que parcela même qu'ils ne peuvent fournir d'oxigène aux poumons; les autres comme tous les gaz fortements acides ou corrotifs, enfin au suprême dégré le gaz oxide de carbone qui se dégage par la combustion lente du Charbon, et le gaz hydrogène sulfuré, les asphixient en outre par l'action très violente qu'ils excercent sur les Nerfs.

14e Leçon

Suite du Soufre

Histoire

Le soufre est très commun dans la nature. on le trouve natif, tantôt en mattes informes entremelées d'une gangue pierreuse, tantôt en cristaux bien prononcés transparents ~~et Réfractant~~ fortement la lumière, mais il se trouve encore plus souvent à l'Etat de combinaison ~~avec~~

1° avec l'oxigène et quelques unes des Bâses salifiables telles que la Baryte, la chaux, la strontiane le sulfate de Chaux forme presque entièrement le Mont Martre et Menil montant près Paris. il forme aussi le sol sur le quel cette ville est batie.

2° le Soufre se trouve encore combiné dans la nature avec tous les métaux et forme des combinaisons autrefois connues sous le nom de Pyrites. on trouve des Pyrites martiales, cuivreuses, de Nickel &c.

Enfin on trouve le Soufre dans quelques ~~fam~~ familles de végétaux, telles sont les léguminenses les Crucifères et dans quelques matières animales comme l'albumine. Lorsqu'on fait cuire des oeufs dans un vaisseau d'argent le vâse noircit parcequ'il se fait un départ du soufre qui quitte les autres principes constituants de l'albumine pour s'unir à l'argent.

99

Il n'est pas également facile de retirer le soufre de toutes ces combinaisons on l'obtiendroit difficilement du Gypse ou sélénite ou sulfate de Chaux qui est une Combinaison de soufre, d'oxigène et de Chaux il faudroit d'abord le séparer de l'oxigène, puis de la Chaux ce qui ne pourroit se faire que difficilement et on auroit beaucoup de peine à l'obtenir pur. mais heureusement on trouve abondamment le soufre natif aux environs des volcans il se dégage de leur cratère une quantité étonnante de pierres et de matieres minérales enveloppées d'une fumée épaisse due en partie à du soufre volatilisé dont une partie se brule à l'air; l'autre se trouvant refroidie avant que d'être brulée se condense sur le sol aux alentours.

Extraction

Comme le soufre est très fusible et que les terres qui y sont melées sont fixes au feu, on peut les ~~…~~ séparer en soumettant le tout à l'action du calorique. Pour cela autrefois on exposoit cette mine dans des tuyaux de fonte placés transversalement ~~…~~ et un peu obliquement dans des fourneaux on chauffoit fortement. le soufre se fondoit et couloit dans d'autres tuyaux où après avoir été ~~…~~ fondu une 2de fois, ~~on parvenoit à l'obb il s'écouloit~~ il étoit reçu dans des moules cylindriques en bois. mais cette méthode présentoit deux inconvenients d'abord on étoit bien éloigné d'extraire tout le soufre de sa gangue, ensuite ce soufre quoique fondu plusieurs fois entrainoit encore 6 à 8 centièmes de matieres terreuses, ce dont on s'appercevoit en le sublimant.

Un particulier de Marseille ayant senti ces inconvenients a formé dans cette ville un atelier où il fait en grand ce que nous faisons en petit dans nos laboratoires : c'est à dire

Soufre



qu'il obtient et purifie à la fois le soufre par sublimation.
Il a pour cette opération une grande cornue placée dans un fourneau et formée par une chaudière qui le recouvre d'un chapiteau. cette cornue pleine aux deux tiers peut contenir 12 à 1500 ℔ de matière. il ne faut pas l'emplir davantage à cause du boursouflement qu'éprouve le soufre. à la partie latérale est une porte qui sert à la charger.
Son col se rend dans une chambre séparée du fourneau, le sol en est incliné et à la partie inférieure se trouvent une infinité de trous communiquant à des cavités cylindriques. on chauffe la cornue, le soufre seul se volatilise et d'abord vient se condenser sur les parois intérieures de la chambre mais bientôt ces parois s'échauffant, le soufre se liquéfie et coule dans les ~~tuyaux~~ cavités cylindriques. le soufre est beaucoup plus beau et meilleur pour tous les usages auxquels on le destine en pharmacie, que le soufre préparé par l'ancien procédé. actuellement même on n'en emploie pas d'autres pour la fabrication de la poudre.
Dans les pays septentrionaux où le soufre natif est plus rare, on ne peut employer ce procédé. on retire le soufre des pyrites de fer en les décomposant dans des tuyaux de fonte comme nous l'avons dit d'abord pour le soufre natif. mais ce moyen est d'autant plus défectueux dans ce cas-ci que le fer a une grande attraction pour le soufre et qu'il en retient beaucoup.
Depuis quelque temps en allemagne on emploie un procédé fondé sur ce que le fer oxidé a bien moins d'attraction pour le soufre que le fer métallique.

Sur

107 — × carré

On construit un fourneau× de 18 à 20 pieds de coté sur 60 de hauteur, et découvert par le haut ce qui sert à le charger. on commence par couvrir le sol d'une couche de Bois sur ~~la~~ laquelle on met les plus gros morceaux de Pyrites, puis des morceaux plus petits et ainsi de suite en décroissant jusqu'au haut on ou met la poussière à la partie inférieure et tout autour du fourneau sont des ouvertures destinées à établir un courant d'air. à une certaine hauteur et aussi tout autour du fourneau sont d'autres ouvertures communiquant à des chambrettes pratiquées dans l'Epaisseur même des murs. on allume le Bois il brule, décompose les premiers morceaux de Pyrite et en dégage le soufre. lorsqu'il est consumé, la Pyrite continue à brûler lentement et dégage assez de chaleur pour entretenir la combustion jusqu'au bout, mais pas assez pour volatiliser le soufre ~~au delà du fourneau~~ qui seulement liquéfié coule dans les cellules pratiquées dans l'Epaisseur des parois.

Le courant d'air établi au moyen des ouvertures inférieures brule à la verité une certaine qté de soufre, mais en même temps il oxide le fer et cause le dégagement d'une qté de Soufre qui compense et bien au delà la perte occasionnée par la combustion.

Résumé

Résumé

Sur les corps Combustibles — Voici l'histoire des Corps Combustibles non métalliques terminée. si nous comparons ces corps entr'eux nous verrons qu'il est bien facile de les distinguer.

le 1er de tous, le Gaz hydrogène est remarquable par sa grande Rareté et par la propriété qu'il a de former de l'Eau seulement par sa combustion. il est Inflammable; et

Résumé

partage cette propriété avec quatre autres gaz mais il est facile de ne pas le confondre.

1° le Gaz hydrogène Carboné est beaucoup plus odorant que le gaz hydrogène, il est plus dense, brûle moins vite et avec une flamme bleue : il donne pour produits de sa combustion de l'Eau et de l'acide Carbonique, de sorte que si dans le vase où il a brulé on verse de la teinture de tournesol elle rougira, et si on y verse de l'Eau de Chaux elle se troublera.

2° Il se dégage par la combustion lente du Charbon, un gaz <u>oxide de Carbone</u> qui a été longtems confondu avec le gaz hydrogène. mais il est beaucoup plus pésant et ne donne que de l'acide Carbonique par la combustion.

on doit aussi le distinguer du gaz hydrogène carboné qui outre l'acide Carbonique donne de l'Eau en brulant.

3° Le Gaz hydrogène sulfuré a une odeur infecte. il depose du soufre sur les parois du vase où il brule.

4°. Le Gaz hydrogène Phosphoré s'enflamme par son seul contact avec l'air ce qui le distingue absolument des 3 autres.

2°. Le Charbon est noir solide, infusible, il donne par sa combustion dans l'oxigène du gaz acide Carbonique, lequel comme nous le savons rougit la teinture de tournesol et précipite l'Eau de Chaux.

3° Le Phosphore est lumineux dans l'obscurité lorsqu'il est plongé dans l'air. il n'est pas lumineux à froid dans le Gaz Oxigène, mais fondu il y brule en dégageant beaucoup de Calorique et de lumière. il forme avec l'hydrogène du gaz hydrogène Phosphoré.

4° le Soufre est solide Jaune fragile dégage par la combustion à l'air, une flamme bleue et un gaz acide

d'une odeur extrêmement irritante et excitant la toux.

9°. Enfin l'azote est facile à distinguer des autres corps par son peu d'énergie et ses propriétés négatives. il est invisible, insipide, inodore, insoluble dans l'eau, non inflammable ne précipitant pas l'eau de chaux et ne rougissant pas la teinture de tournesol.

Corps Brulés

Des Corps Brulés.

Actuellement que nous connoissons les agents de la combustion et les phénomènes qu'ils présentent, nous devons naturellement nous occuper des combinaisons résultant de cette combustion. les combinaisons ont été nommées Corps Brulés; et le corps combustible qui par son union avec l'oxigène forme le Corps Brulé en est dit la Base ou le Radical.

Ainsi dans l'eau formée par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène, l'hydrogène en est la base ou le radical.

Nous avons deja vu quelques corps brulés avoir des propriétés toutes particulières et une action plus ou moins marquée sur d'autres corps.

Il ne faut pas penser de ce qu'un corps combustible a une grande attraction pour l'oxigène, que le corps brulé qu'il forme, doive avoir plus d'action sur les autres corps en général que si ce corps étoit moins combustible. le contraire même arrive le plus souvent, car outre qu'il a lieu toutes les fois que l'action du corps brulé sur les autres corps depend de la facilité ou de la difficulté qu'il éprouve à leur céder son oxigène, il arrive encore dans bien d'autres cas qui nous paroissent indépendants de ~~ces~~ cette facilité ou de cette difficulté.

C'est ainsi que nous voyons le corps le plus combustible, l'hydrogène former de l'eau par sa combustion et cette eau être insipide, inodore, ne pas alterer la couleur du tournesol et pouvoir servir de dissolvant à un nombre infini de corps sans se décomposer; tandis que l'azote qui est peutêtre de tous les corps le moins combustible, forme des corps brulés très énergiques et dont l'action est très caractérisée sur presque tous les corps.

Parmi les corps brulés, il y en a qui rougissent la couleur du tournesol et d'autres qui ne l'altèrent nullement. ainsi l'eau ne l'altère pas; les scories, qui se forment à la surface du plomb et de l'étain que l'on tient fondus à l'air, et qui sont une combinaison de ces métaux avec l'oxigène de l'air ne l'altèrent pas non plus

Corps Brulés

mais si nous prenons du Soufre, du Phosphore, du Charbon de l'arsenic, nous verrons que les corps qu'ils formeront par leur combustion, agiront plus ou moins sur cette Couleur.

Si à présent nous portons ces différents corps Brulés sur la langue, nous verrons que tous ceux qui n'altèrent pas la teinture de Tournesol ~~ont~~ peu n'ont que peu ou pas de Saveur, et que ceux qui la Rougissent ont une saveur plus ou moins prononcée et qui va souvent jusqu'à la Causticité.

Les corps Combustibles peuvent donc par leur combinaison avec l'oxigène donner naissance à deux sortes de corps Brulés; les 1ers sont plus ou moins Insipides et n'altèrent pas la Teinture de Tournesol.

Les 2ds rougissent cette Teinture et ont la plupart une saveur très marqué. c'est à cause de cette saveur qui est toujours aigre, acide, qu'on a donné à ces corps le nom générique d'acides. Ceux de la 1ere Espèce ont été nommés oxides c. a. d. presque acides parceque l'Expérience a démontré que ces corps moins oxigénés que les acides tendoient pour ainsi dire le milieu entre les corps combustibles et les acides.

ainsi le Phosphore exposé dans l'Eau à la lumière, la décompose, s'empare d'une portion d'oxigène et passe à l'Etat d'oxide

Si on chauffe cet oxide ou si on fait bruler× le Phosphore à la surface duquel il est, il absorbera une bien plus grande quantité d'oxigène et passera à l'Etat d'acide.

× dans l'air

Tous les corps combustibles susceptibles de s'acidifier peuvent avant passer par l'Etat d'oxide; (excepté peutêtre le Soufre).

Presque tous les corps combustibles peuvent former plusieurs oxides c. a. d. peuvent se combiner à l'oxigène

dans diverses proportions sans former des acides. ainsi le Phosphore peut former deux oxides, l'un blanc et l'autre Rouge; le fer exposé à l'air se couvre d'abord de taches noires qui bientot deviennent Rouges: ce sont deux oxides dont le dernier est le plus oxigéné.

Pour dénommer un oxide on joint à ce nom générique le nom du Radical, ainsi on dit oxide de Phosphore, oxide de fer, et si comme pour ces deux corps combustibles il existe deux oxides pour le même radical on la distingue par quelqu'une de leurs propriétés Physiques, comme la couleur. ainsi on dit oxide Blanc de Phosphore, oxide Rouge de Phosphore, oxide noir de fer &c. on dit aussi oxide de peu oxidé ou au minimum d'oxidation, oxide de très oxidé ou au maximum.

de même que les corps combustibles peuvent former plusieurs oxides, de même ils sont susceptibles de Plusieurs degrés d'acidification.

Pour distinguer les acides on les désigne par le nom du Radical, mais terminé differemment selon le degré d'acidification. on termine ce nom en eux pour les acides les moins oxigénés, et en ique pour ceux qui le sont le plus. ~~si ceux~~ ainsi le Phosphore forme deux acides, le moins oxigéné est nommé acide Phosphoreux, l'autre acide Phosphorique. l'acide peu oxigéné du Soufre se nomme acide Sulfureux, l'acide saturé acide Sulfurique. ces mots sont tirés du mot latin Sulphur, parcequ'ils sont plus agréables que si on disoit acide Soufreux ou Soufrique en les faisant dériver du françois Soufre.

Si un acide en Ique pouvoit se combiner à un surcroit d'oxigène, on le termineroit en ique oxigéné. ~~mais aucun n'est dans ce cas~~.

15e Leçon

L'ordre que nous suivrons dans l'Examen que nous allons faire des corps brulés, étant basé sur leur attraction pour l'oxigène, nous commencerons par celui formé par la combustion de l'hydrogène qui est le corps le plus combustible que nous connoissions.

Eau

De L'Eau

L'Eau ou l'oxide d'hydrogène est un corps liquide, transparent, Incolore, Insipide, Inodore, pésant, Elastique, et sans doute compressible mais pas par nos moyens. on a voulu éprouver sa Compressibilité en la renfermant dans une Spère ~~de glace~~ assez Epaisse en or pur. on a soumis cette Spère à des moyens assez puissants pour la déformer. il falloit ou que l'eau fut comprimée, ou qu'elle transsudat ~~au~~ travers l'or; ce dernier effet a eu lieu, et on voyoit des gouttes d'Eau se former sur la surface extérieure de la Spère.

Histoire

Autrefois on croyoit l'Eau un Element. on en reconnoissoit encore trois autres, le feu l'air et la terre. de ces quatre Elements on n'en reconnoit plus aujourd'hui, si on considère comme les anciens le feu comme ~~le feu~~ l'Effet visible de la Combustion, mais il faut mieux ~~le comparer au Calorique~~ entendre par feu le fluide que nous désignons aujourd'hui sous le nom de Calorique.

Cette ~~Doctrine~~ des quatre Elements, si simple, pouvoit être fondée pour les tems où la Chimie n'avoit pas encore éclairé les hommes de son flambeau. en Effet alors, toutes les fois qu'ils traitoient des Corps par le feu; ils en obtenoient tantot des Gazs, tantot des phlegmes et presque toujours un résidu terriforme.

Leurs connoissance dans l'art d'analyser n'allant pas plus loin, ils regardoient comme de l'air tous les produits qu'ils voyoient en prendre la forme, tout phlegme étoit pour eux de l'Eau, enfin ils considéroient comme de la Terre, les résidus de leurs opérations.

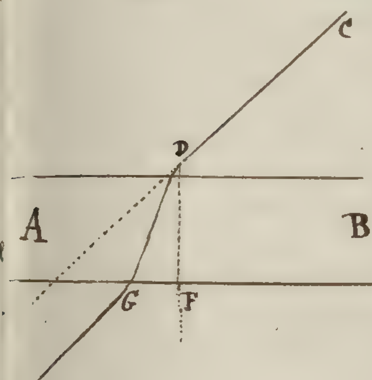
Mais peu à peu les connoissances s'Etendirent, on apprit à distinguer plusieurs terres, Black reconnut que tous les airs n'avoient pas les mêmes propriétés; enfin ce ne fut qu'en 1785 que Lavoisier prouva d'une manière évidente que l'Eau étoit un composé d'hydrogène et d'oxigène.

Bien avant cette Epoque, L'Immortel Newton par une Théorie qu'il n'appartenoit qu'à lui d'Etablir, avoit été convaincu que l'Eau contenoit un corps combustible. c'est la Réfraction qu'elle fait éprouver aux Rayons lumineux qui l'avoit ammené à ce Résultat.

Ce qu'on doit entendre par Réfraction

Voici l'Exposé de ce qu'on doit entendre par Réfraction.

Newton a reconnu + partant obliquement d'un milieu transparent comme l'air, dans un milieu également transparent liquide ou Solide éprouvoit une déviation qui étoit en raison directe de la densité de celui ci. (la densité de l'air étant Supposée l'unité.)



ainsi soit Supposé un rayon lumineux traversant l'air et venant frapper un corps transparent dans la direction CD. ce rayon traversant ce corps AB ne suivra plus la direction CD vers le point E, mais traversera ce corps dans une direction DG. voici l'Explication de ce phénomène; la lumière a une attraction pour toute molécule matérielle, et par conséquent pour tous les corps qui en sont nécessairement formés. ainsi lorsque le rayon CD arrivera très près de la surface du corps AB l'attraction qu'il a pour ce corps tendra à une distance très voisine du Point D à lui faire prendre une direction perpendiculaire vers F; le rayon lumineux étant sollicité dans deux directions n'obéira à aucune et prendra une Direction moyenne DG. maintenant il est facile de comprendre que plus le corps AB contiendra de molécules matérielles sous un même volume, plus sera grande la force qui tendra à faire prendre au rayon lumineux la direction perpendiculaire, et par conséquent

(+ qu'un rayon lumineux +)

plus la direction du rayon se rapprochera de la ligne OF; donc la déviation ou la réfraction qu'éprouve la lumière en traversant les milieux transparents est en raison directe de leur densité, et si nous supposons deux corps transparents de la même densité, et il faut le dire aussi non combustibles, constamment ils réfracteront également la lumière.

nous mettons cette condition non combustibles, car si à un de ces corps nous en substituons un transparent ~~et combustible~~ d'une même densité et combustible, ce dernier réfractera la lumière beaucoup plus que l'autre, et la déviation qu'il lui fera éprouver sera en raison directe et composée de la densité et de sa combustibilité. tous les corps combustibles ou même contenant des corps combustibles présentent le même phénomène Newton donc ayant vu que l'Eau réfractait la lumière dans une raison plus grande que ne l'indiquait sa densité, en conclut qu'elle devait contenir un corps combustible. c'est par une Expérience semblable qu'il devina le Diamant combustible De même nous voyons le gaz hydrogène réfracter sensiblement la lumière quoiqu'il soit 14 fois moins dense que l'air.

L'Eau est très répandue dans la nature, le plus souvent nous la voyons à l'état liquide à la surface du globe elle y existe aussi à l'État solide: enfin dissoute dans l'atmosphère, elle est à l'État Gazeux.

L'Eau ayant la propriété de dissoudre une infinité de corps il est pour ainsi dire impossible de la trouver parfaitement pure. tantôt elle ne contient que peu de substances étrangères comme l'Eau de Rivière, tantôt elle en contient assez pour avoir une action plus ou moins marquée sur l'Economie animale, et alors elle prend le nom d'Eau minérale.

On peut facilement se convaincre que toutes les Eaux

ne se ressemblent pas, en versant dedans quelques gouttes d'une solution de nitrate de Baryte. prenons de l'Eau de Seine, ~~d'Arcueil~~ d'arcueil, et de puits. on apperçoit à peine un louche dans la 1ere, il est plus sensible dans la 2de, enfin la 3e l'Eau de puits devient trouble sur le champ et dépose abondamment.

Si on ~~repete cette~~ verse dans ces trois Eaux, de la dissolution nitrique d'argent, le louche sera plus sensible dans l'Eau de rivière, très prononcé dans l'Eau d'arcueil, encore plus dans l'Eau de puits mais néanmoins pas ~~tant~~ qu'avec le nitrate de Baryte.

Ce dernier réactif indique la presence de l'acide sulfurique et par conséquent des sulfates, la dissolution d'argent celle des muriates.

Si dans ces mêmes Eaux on verse une Solution de savon, l'Eau de seine n'en sera pas troublée, l'Eau d'arcueil le sera un peu, enfin l'Eau de puits le sera ~~tellement~~ beaucoup et ouverra la liqueur se caillebotter. cela vient de ce que l'Eau des puits de Paris est saturée de sulfate de Chaux lequel forme le sol de cette ville; lorsqu'on y verse du savon; il se forme un sulfate alcalin soluble, par l'union de l'acide du sulfate de Chaux avec l'alcali du savon; et d'une autre part il se produit une combinaison savonneuse de chaux et d'huile, laquelle étant insoluble× trouble la liqueur et la caillebote.

×et grasse

L'Eau prise à la surface du sol contient donc toujours des matières salines ou terreuses (1) mais ces matières étant ordinairement fixes et l'Eau étant volatile, il en resulte un moyen bien simple de l'avoir pure; c'est la Distillation. on peut l'opérer dans un alambic

(1) L'Eau de Pluie même contient toujours quelques matières salines à moins que l'atmosphère n'ait été lavée par quelques ondées.
L'Eau de Neige recueillie convenablement differe peu de l'Eau Distillée

Eau

Distillation

ou mieux dans une cornue de verre que l'on place sur un fourneau et à laquelle on adapte une alonge plongeant dans un Ballon. on chauffe la cornue, l'Eau se volatilise, passe dans l'alonge et vient se condenser dans le Ballon.

Si on essaye cette Eau par les Réactifs que nous avons déjà employés, ~~on verra~~ elle ne se troublera ~~nullement~~ avec aucun, tandis que celle qui reste dans la cornue se trouble fortement.

Cette opération poussée jusqu'à ce que toute l'Eau contenue dans la cornue soit volatilisée, offre un moyen exact de connoître le poids des substances fixes qui s'y trouvent.

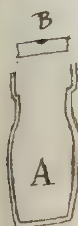
L'Eau se dilate par l'action du Calorique et se volatilise lorsqu'elle est élevée à la température de 100°. alors elle se dissout dans l'air. mais si la température est moins élevée la vapeur aqueuse se condense et devient visible: c'est la raison pour laquelle on voit de la fumée s'élever d'un vase contenant de l'Eau en Ebullition.

Lorsque l'Eau contient des sels, elle peut s'échauffer bien davantage sans se volatiliser, parceque ces sels surtout ceux qui sont deliquescents ayant une forte attraction pour l'Eau tendent à la retenir à l'Etat liquide.

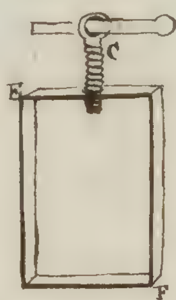
Nous avons vu précédement que si l'Eau pure s'élève jusqu'à 100° avant que d'entrer en Ebullition, cela tient à la pression de l'atmosphère, puisqu'en l'exposant échauffée seulement à 32° sous le récipient de la machine pneumatique et y faisant le vide, elle bout avec force.

Par une raison contraire si on augmente la pression de l'air, on retardera l'Ebullition et l'eau pourra supporter un plus grand dégré de chaleur; ~~et~~ enfin si on trouve le moyen d'opposer un obstacle invincible à la Dilatation ou à l'Echappement de l'Air qui pèse sur cette Eau, elle pourra supporter la

Marmite de Papin







Chaleur rouge sans entrer en Ebullition. on peut faire cette expérience au moyen d'un Instrument nommé **Marmite de Papin**

C'est un vase A en cuivre très Epais fermant hermétiquement au moyen d'un fort couvercle de même métal que l'on assujettit avec une vis de pression C. on remplit cette marmite d'Eau tout à fait ou à peu près. on met entre le couvercle et le rebord de la marmite une rondelle D de cuir mouillé et ayant placé cette machine dans le cadre en fer EF on abaisse la vis contre le couvercle et on le serre fortement alors on met le tout dans un foyer capable de faire rougir le cuivre (700°? R) L'Eau ne pouvant surmonter l'obstacle qui la retient s'élève à cette température sans Bouillir, car le peu d'eau volatilisée d'abord remplit l'espace vide qu'on peut avoir laissé et ne pouvant s'échapper forme une pression suffisante sur le liquide pour l'empêcher de Bouillir.

Si lorsque cet Instrument est élevé à la Chaleur rouge, on suppose le couvercle enlevé tout à coup; l'Eau se volatilise dans un instant inappréciable et loin qu'on coure risque d'Etre brulé par cette vapeur on Eprouve souvent un sentiment de fraicheur.

Mais si au lieu d'être élevée à 700° l'Eau n'étoit qu'à 150 ou 160°, alors on risqueroit davantage d'être Brulé, parceque ce degré n'étant pas de beaucoup supérieur à celui auquel l'Eau se volatilise ordinairement, la grande q^té qui s'en volatiliseroit d'abord pourroit refroidir celle qui resteroit à une température qui ne seroit plus capable de la volatiliser par exemple à 70 ou 75°; et cette Eau étant lancée de tous cotés par la force expansive de la vapeur formée, bruleroit les corps animés sur lesquels elle pourroit tomber.

Mais pourquoi de l'Eau liquide à 75° R. peut elle exciter une brulure sur la peau tandis que l'Eau gazeuse à 80° R. ne produit pas cet Effet. cela tient à la difference de densité de l'Eau sous ces deux Etats; gazeuse, ses particules sont très rares et dans un Instant donné elles ne cedent à la peau qu'une petite q^té de Calorique. Liquide, elle contient beaucoup plus de Particules sous un même volume, elle a plus de points de contact avec

Eau

la main et lui cède dans un instant donné beaucoup plus de Calorique (1)

L'Eau comme nous l'avons dit se dilate par l'action du Calorique elle doit par conséquent se condenser lorsqu'après avoir été chauffée on la refroidit. ainsi si on fait chauffer de l'Eau de 10° à 50. elle se trouvera dilatée. si ensuite on la fait repasser à 10° elle se trouvera condensée, refroidie de 10 à 6 et à 4°, elle perd encore de son volume, mais refroidie de 4 à 3 elle se dilate; cet effet

Glace

continue en augmentant de 3 à 2 à 1 et à 0, terme auquel étant devenue solide elle se trouve augmentée d'un quatorzième de son volume. le plus grand dégré de densité de l'Eau liquide est donc à +4°. un litre d'Eau distillée à cette température pèse 1000 grammes.

On a cru longtems que l'augmentation de volume de la glace étoit due à ce que l'air qui se trouve combiné à l'Eau liquide

---

(1) Il en est de même lorsqu'on plonge les bras dans une atmosphère à 80°. on n'éprouve pas de brulure pourvu qu'on ne touche pas de corps solide mais si on touche un morceau de fer à la même température on se brulera grièvement. on pourra de même toucher un morceau de fer à 55°. tandis qu'on ne touchera pas impunément un morceau d'or au même dégré.

On explique de la même manière les diverses sensations qu'on éprouve en mettant la main sur plusieurs meubles d'un appartement. Le thermomètre placé partout indique la même température et cependant le marbre fait éprouver une plus grande sensation de froid que le Bois; l'argent, l'acier sont plus que le Marbre et ainsi de suite. cela vient de ce que la main étant toujours à un dégré superieur au dégré des corps environnants, et le calorique qui y est contenu tendant par conséquent à la quitter pour se porter dans ces corps, on doit ~~toujours~~ —

ne pouvant rester combiné à la glace, repassoit à l'Etat aëriforme et n'étant plus alors qu'interposé dans son interieur, augmentoit son volume et la rendoit specifiquement plus legère.

Cette cause y contribue probablement un peu, mais de l'Eau entièrement privée d'air, offrant en se congelant une dilatation à peu près égale, on est obligé de chercher une autre explication à ce phénomène.

Voici celle que l'on admet ordinairement faute d'en avoir une meilleure.

On dit que les molécules de l'Eau, cherchant à se rapprocher par de certaines faces de manière à former des Cristaux reguliers, laissent entr'elles beaucoup de vides et que cette disposition des molécules de l'Eau à s'unir d'une certaine manière ayant deja lieu quelque tems avant leur ~~entre~~ solidification, la dilatation commence à + 4°.

L'Eau en passant à l'Etat de Glace se dilate donc. mais si ensuite on fait refroidir cette glace il est probable (car l'experience n'en a pas encore été faite) qu'elle doit se condenser comme tous les solides qu'on prive d'une partie du calorique qu'ils contiennent.

L'Eau chargée d'un sel très solubl[e] se congèle bien plus difficilement que l'Eau pure. on se sert de cette propriété dans les pays du nord, pour extraire le sel de l'Eau de la mer. on fait parvenir cette Eau dans des salines où étant exposée à un froid très vif elle se sépare en deux parties, la partie supérieure congelée est de l'Eau presque pure, le liquide restant est de l'Eau saturée de sel marin.

Il y a une circonstance ou l'Eau quoique pure, peut se refroidir au dessous du terme ordinaire de sa congélation, sans se solidifier,

---

éprouver un sentiment de fraicheur en la portant sur tous; mais le Marbre étant plus dense que le bois et ayant plus de points en contact avec la main doit dans un instant donné lui enlever plus de Calorique; l'acier poli doit par la même raison en enlever plus que le marbre, l'argent plus que l'acier poli.

Eau

cette lorsqu'on la fait réfroidir dans un vase étroit et dans un repos parfait. de l'Eau Distillée préalablement bouillie, soumise à cette experience peut rester liquide jusqu'à près de − 5°. mais la moindre agitation que l'on fait subir au vase, occasionne la congélation subite de l'Eau. Ce phénomène a beaucoup de rapport avec celui que présente la dissolution concentrée de certains sels très solubles que la densité de la liqueur empêche de Cristalliser et dont ~~neanmoins~~ une légère agitation determine la Cristallisation.

16e Leçon

De l'Air contenu dans l'Eau.

L'Eau Bouillie donne une glace d'une transparence parfaite, tandis que celle qui n'a pas subi cette opération donne une glace nébuleuse.

Cette nébulosité est due à un grand nombre de bulles d'air qui y sont interposées; si on met de cette glace fondre dans l'Eau chaude, en se liquéfiant elle réabsorbera une certaine qté de cet air, l'autre se dégagera et on pourra le recueillir.

Cet air contient de 30 à 32 centièmes d'oxigène. il est donc plus pur que l'air qui n'en contient que 21.

On se convaincu de cela en analysant cet air dans l'Eudiomètre mais il ne faut pas prendre celui qu'on obtient par la liquéfaction de la Glace parce qu'en se liquéfiant celle ci ~~est~~ réabsorbe proportionnellement plus d'oxigène que d'azote; voici la manière de se le procurer.

On remplit entierement un matras d'Eau de Rivière bien pure; on y adapte un tube recourbé et ayant posé ce matras sur un fourneau allumé on fait passer l'extrémité du tube sous une cloche pleine d'Eau.

Lorsque l'Eau approche du terme de l'Ebullition, on voit se former un grand nombre de petites bulles contre les parois du Ballon, bientot elles partent du milieu de la liqueur et viennent au moyen du tube se reunir sous la Cloche. Ici l'attraction plus forte de l'Eau pour l'oxigène que pour l'azote, se montre encore, car les dernières

115

portions d'air obtenu contiennent plus que les premieres.

Il faut donc pour être certain d'avoir tout l'oxigène et l'azote contenus dans l'Eau du matras, qu'elle soit évaporée à siccité.

Lorsqu'on a ainsi obtenu cet air, on en fait passer 100 parties en volume dans l'Eudiomètre de volta. on y ajoute 100 P de gaz hydrogène bien pur, on enflamme le mélange, et on trouve un résidu gazeux de 110 parties lesquelles retranchées de 200 donnent 90 parties pour le gaz absorbé par la combustion. sur ces 90 P il y en a 30 d'oxigène quantité qui existoit dans les 100 P d'air employées.

On peut encore démontrer la présence de l'air dans l'Eau, en exposant ce liquide sous le récipient d'une machine pneumatique. on soutire l'air du Recipient; celui qui est contenu dans l'Eau tend par son Elasticité à remplir le vide formé et on le voit traverser le liquide sous la forme de bulles.

Il arrive la même chose lorsqu'on débouche une bouteille de vin mousseux; supprimant la pression que le gaz acide carbonique formé dans le vide de la Bouteille exerçoit sur celui contenu dans le liquide, on voit des bulles de gaz partir de tous les points de la Bouteille.

L'air ne reste donc dissout dans l'Eau que par la pression que qu'exerce sur lui le poids de l'atmosphère et plus cette pression sera grande plus il s'en dissolvera.

Nous avons vu précédemment que l'air contenoit aussi une certaine quantité d'Eau et nous avons prouvé que cette Eau n'y étoit suspendue que par la force expansive de ses particules puisque dans le vide un Espace donné contient autant d'Eau que lorsqu'il est rempli d'air.

Nous connoissons actuellement l'action que peuvent avoir sur l'Eau, la lumière le Calorique et l'air, mais les Effets qu'exercent sur elle les corps combustibles sont encore plus dignes de fixer notre attention.

Eau

Action de l'hydrogène

L'hydrogène n'a aucune action sur l'Eau. ce qui prouve encore que ce corps combustible et l'oxigène ne peuvent se combiner que dans un seul rapport; car s'ils pouvoient se combiner dans plusieurs ou si l'hydrogène pouvoit ~~Neutralis~~ neutraliser une partie de l'oxigène de l'Eau il n'y a pas de doute qu'il ne la décomposât.

rendons cette conséquence sensible par un autre Exemple.

L'acide carbonique est formé par la combinaison du charbon avec l'oxigène, de même que l'Eau est formée par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène. mais si on met en contact dans des circonstances convenables du Charbon et de l'acide carbonique, celui ci sera décomposé, parceque le charbon étant susceptible de former avec l'oxigène une combinaison Intermédiaire, absorbera neutralisera une partie de l'oxigène de l'acide, et passera à l'Etat de gaz oxide de carbone ainsi que l'acide décomposé.

—— du Carbone

Quoique l'Eau soit formée par la combinaison du corps le plus combustible avec l'oxigène, ce n'est pas une raison pour qu'elle ne soit pas décomposée par des corps moins combustibles tel est le Charbon. mais alors cette décomposition a lieu au moyen d'une double affinité, l'attraction du Charbon pour l'hydrogène se joignant à celle qu'il a pour l'oxigène. la somme de ces deux forces l'emportant sur l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène l'Eau se décompose, et il y a formé d'acide carbonique et de Gaz hydrogène carboné.

On peut opérer cette décomposition en plongeant un Charbon Embrasé dans l'Eau au dessous d'une cloche qui en est remplie. les gaz se rassemblent sous la Cloche. mais pour la faire d'une manière plus exacte on place horizontalement un canon de Porcelaine à travers un fourneau. on y Introduit quelques morceaux de charbon et lorsqu'il est bien rouge on y fait passer de l'Eau en vapeurs. elle est décomposée, l'oxigène

et l'hydrogène enlèvent chacun de leur coté une portion de Carbone et forment l'un du gaz hydrogène carboné, l'autre de l'acide carbonique.

On recoit ces gaz sous une cloche et on en fait l'analyse 1° en absorbant l'acide par la potasse 2° en faisant bruler ce reste dans l'Eudiomètre ~~[illegible]~~ de volta. on a encore une certaine qté d'acide carbonique qui donne la qtité du carbone qui étoit contenu dans le Gaz hydrogène carboné. la qté d'oxigène employée à former cet acide carbonique plus la quantité en excès ~~[illegible]~~ retranchées de la quantité employée pour l'Expérience donne celle qui a servi à brûler l'hydrogène et donne par là la qté de l'hydrogène qui étoit contenu dans l'Eau, car nous savons qu'une partie en volume de gaz oxigène en brûle juste deux de Gaz oxigène.

Action du Phosphore — Le Phosphore décompose aussi l'Eau. comme nous l'avons vu il la décompose lentement à froid, s'y oxide et dégage du gaz hydrogène Phosphoré; mais si on fait passer de l'Eau en vapeurs à travers du Phosphore fondu, la decomposition sera instantanée il se formera de l'acide Phosphoreux (Pourquoi pas Phosphorique?) et du gaz hydrogène Phosphoré qui s'enflammera par le contact de l'air.

—— du Soufre — Le Soufre n'a que peu ou pas d'action sur l'Eau; en aucune

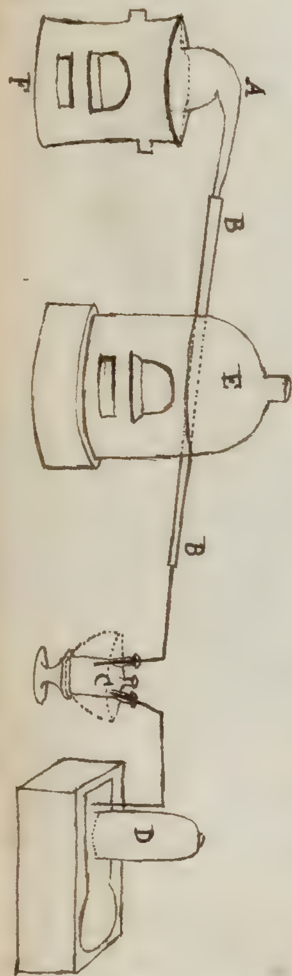
—— de l'Azote — Circonstance l'Azote ne peut la décomposer.

Parmi les corps combustibles métalliques, ceux qui sont peu oxidables comme l'or le Platine &. n'ont aucune action sur l'Eau, mais le fer, le Nickel le Cuivre le Manganèse, peuvent en opérer la décomposition.

—— du Fer — le fer comme le moins rare de tous et l'un des plus facilement oxidables est employé pour cette opération: et même il est bien préférable au ~~[illegible]~~ Charbon, au Phosphore à l'arsenic &., parceque ces corps se combinent à l'hydrogène et compliquent l'analyse comme on peut en juger par celle qui est exposée ci dessus.

Eau

Décomposition



au lieu que le fer ~~seul~~ lorsqu'il est pur n'altère nullement le gaz hydrogène et dans forme enfin un corps solide par sa combinaison avec l'oxigène.

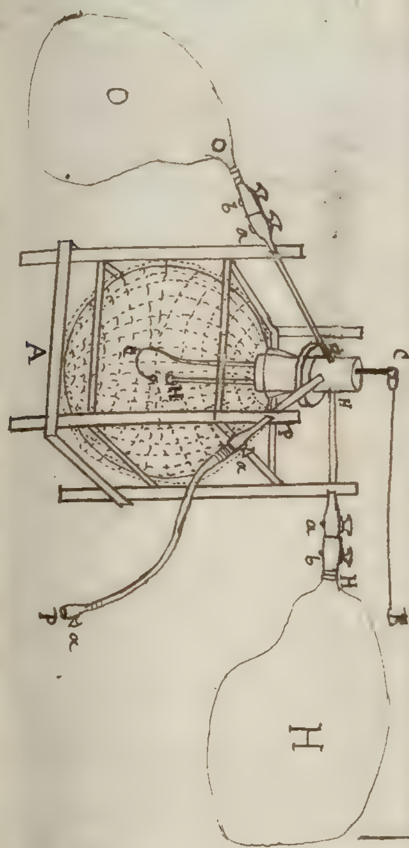
Pour cette Opération, on place transversalement et obliquement à travers un fourneau, un canon de Porcelaine BB dans lequel on a mis 200 grammes de Spirales de fer très pur. à l'Extrémité Supérieure du canon, vient se rendre le bec d'une cornue dans laquelle on a mis une qté déterminée d'Eau et qu'on a placé Sur un Autre fourneau. à l'Extrémité Inférieure du canon est adapté un tube qui se rend dans un flacon tubulé C placé dans un bain de Glace. enfin de ce flacon part un autre tube dont l'extrémité plonge dans une cuve à mercure le tout étant ainsi disposé et convenablement luté. on allume le feu dans le fourneau E et on le pousse de manière à faire rougir le canon de Porcelaine. alors on porte l'Eau contenue dans la cornue à l'Ebullition. la vapeur qui s'en dégage forcée de passer sur le fer rouge, s'y décompose; son oxigène se fixe dessus et forme de l'oxide de fer. son hydrogène fondu dans le Calorique se dégage, passe par le flacon C et va se rendre dans la cloche D dont on a recouvert l'extrémité du tube.

Le flacon C sert à condenser les vapeurs aqueuses qui auroient échappées à la décomposition. on continue l'opération jusqu'à ce que toute l'Eau de la cornue soit évaporée. alors on laisse refroidir l'appareil. on pèse l'Eau condensée dans le flacon C et on voit de combien elle est diminuée. Supposons qu'il en soit disparu 100 grammes pendant l'opération. si on pèse l'oxide de fer resté dans le canon, on en trouvera 288 grammes on mesure le volume du Gaz hydrogène, on en prend la pesanteur spécifique et on en conclut le poids qui dans la supposition que nous venons de faire, se trouve être de

12 grammes.

Cette Expérience est décisive et nous montre que l'eau est composée de 88 Parties en poids d'oxigène et de 12 Parties d'hydrogène. Enfin s'il restoit encore quelques doutes, ils doivent céder à la Sinthèse.

Recomposition



Pour Parvenir à faire cette recomposition on prend un ballon de Cristal AA, à l'ouverture duquel est mastiquée une platine de cuivre percée de quatre trous d'où partent trois tuyaux H, O, P, et une tige métallique CC renfermée dans un tube de verre afin de l'Isoler de la platine. on adapte au tuyau H garni d'un robinet une vessie montée en cuivre et remplie de gaz hydrogène très pur. le tuyau H se prolonge jusque dans l'Interieur du ballon à 7 ou 8 lignes de distance du Prolongement C de la tige métallique. cette tige et le tuyau sont terminés en boule afin de mieux produire les Étincelles et le trou du tuyau HH est Imperceptible afin qu'il n'y ait qu'une petite quantité d'hydrogène Introduite à la fois.

Au tuyau OO est adaptée une autre vessie contenant du gaz oxigène et au tuyau P s'ajoute un autre tuyau flexible P que l'on visse sur l'ouverture d'une machine Pneumatique.

Enfin au moyen d'un fil métallique CE, on Etablit une communication entre la tige CC et le conducteur d'une machine Electrique.

Le tout étant ainsi disposé on ouvre les trois robinets a a a laissant fermés ceux marqués b. on fait le vide dans le ballon. on ferme le tuyau P. et on ouvre le robinet O. le gaz oxigène remplit de suite le ballon. on referme ce robinet, et ouvrant celui H on fait electriser. Il part du bouton C sur l'extrémité du tuyau H une suite d'Étincelles qui Determinent la

combustion de l'hydrogène à mesure qu'il sort du tuyau H. Cependant on tient ou presse legerement la vessie H.

A mesure que la combustion s'opère, il se dépose des ~~goutt~~ gouttelettes d'Eau sur les parois interieures du ballon. ces gouttelettes grossissent bientot se rassemblent et tombent au fond du ballon.

Nª. pour parer à tous les Inconvénients le ballon est entouré d'un grillage en fil de fer. on voit qu'il est Important que l'ouverture qui amène le gaz hydrogène soit petite afin qu'il brule entierement crainte d'explosion, et pour que le ballon ne s'échauffant par trop puisse laisser condenser l'Eau formée.

On peut encore se convaincre des proportions pondérales de l'hydrogène et de l'oxigène dans l'Eau en les comparant au volume des gaz absorbés. L'hydrogène est 14 fois plus leger que le gaz oxigène ou occupe 14 fois plus d'Espace: en prenant le volume occupé par une partie pondérale d'oxigène pour unité, les 88 parties d'oxigène ~~en~~ occuperont 88 parties en volume. Chaque partie en poids d'hydrogène en occupant 14 en volume, les 12 parties en occuperont 168, ce qui est à très peu près le double du volume de l'oxigène et comme nous le savons c'est dans cette proportion en volume que ces deux Gaz se combinent.

17e Leçon

Acide Boracique

Après l'Eau vient ~~C...~~ l'acide Boracique corps formé par la combinaison avec l'oxigène, du bore 2e corps Combustible.

Histoire

L'acide Boracique fut découvert en 1702 par homberg qui le retira du borax. il fut alors nommé Sel de Borax Sel Sédatif de homberg.

Il se trouve rarement pur dans la nature. quelques ~~Lacs~~ de la Toscane en tiennent en Solution, mais peu

on l'obtient plus facilement et plus pur par la décomposition du Borax

ce Borax est une combinaison de l'acide Boracique avec la Soude on nous l'apporte ~~de l'Inde~~ non purifié de l'Inde où il se trouve abondamment. en cet état on le nomme Tinckal, Chrysocolle. on le purifie en hollande.

Extraction

Pour en retirer l'acide Boracique on fait une solution concentrée et bouillante de Borax; on y verse de l'acide Sulfurique peu a peu pour éviter un trop grand dégagement de chaleur. on cesse d'en ajouter lorsque la liqueur a pris une légère acidité. alors on la laisse refroidir.

Dans cette opération l'acide Sulfurique s'empare de la Soude et met l'acide Boracique à nud. cet acide ~~bien~~ soluble à chaud reste en solution dans la liqueur bouillante, mais a mesure qu'elle se refroidit, il se ppte sous la forme de paillettes micacées très blanches. on coule la liqueur sur un linge propre, le Sulfate de Soude passe ~~avec la~~ tenu en solution, l'acide boracique reste. on le lave à plusieurs Eaux et à froid afin de lui enlever le Sulfate de Soude qu'il contient, mais on ne peut entièrement par ce moyen le priver d'acide Sulfurique. on y parvient en le faisant sécher, le mettant dans un creuset et le chauffant jusqu'à le faire rougir. l'acide Sulfurique se dégage; et lorsqu'on voit que l'~~acide~~ boracique est bien fondu, on le coule dans une soucoupe de Terre où en se refroidissant il prend l'aspect d'une masse vitreuse Incolore ~~et~~ transparente. si on veut l'obtenir de nouveau cristallisé, il suffit de le faire dissoudre à chaud et de le laisser refroidir lentement. les paillettes qui en resultent ne sont plus semblables aux premières elles sont bien plus petites.

Acide Boracique

Propriétés

L'acide boracique est en paillettes micacées blanches, beaucoup plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide; fusible au feu, non volatilisable lorsqu'il ne contient pas d'eau et vitrifiable par le refroidissement.

Il y a encore un acide susceptible de se vitrifier, c'est le phosphorique. mais il est d'une acidité beaucoup plus forte, donne du phosphore par sa calcination avec du charbon et le verre qu'il forme attire si puissamment l'humidité qu'il se résout en liqueur à l'air. l'acide boracique attire bien aussi l'humidité mais pas assez pour se liquéfier. l'effet de cette absorbtion est de troubler la transparence de sa surface.

Il ne rougit que foiblement la teinture de tournesol et il n'a qu'une saveur peu marquée.

Acide Carbonique

Histoire

De l'acide Carbonique.

L'acide carbonique formé par la combustion saturée du charbon va nous occuper.

Quoique très répandu dans la nature puisqu'il existe dans l'air, dans les craies, les marbres &c. cet acide fut très longtems inconnu. Black le découvrit en 1757 et c'est en faisant connoître ses propriétés, c'est en annonçant que toutes les substances gazeuses n'avoient pas les mêmes propriétés qu'il ouvrit la carrière que Priestley, Sheèle et Lavoisier ont si bien su parcourir.

On a beaucoup de moyens pour obtenir cet acide; Deja nous avons vu qu'on pouvait le former en brulant du charbon dans du gaz oxigène. on l'obtient aussi en faisant passer un courant d'oxigène sur du charbon exposé à la chaleur rouge dans un canon de fer ou de porcelaine.

Les fermentations vineuse et acéteuse le produisent, et on le

se procure facilement en vidant des vases pleins d'Eau au dessus d'une cuve en fermentation. on peut artificiellement faire fermenter du sucre avec un peu de levure, et d'une once on retire jusqu'à cinq litres d'acide carbonique; mais ces moyens ou trop compliqués ou n'ayant lieu que dans un certain temps, ne sont pas employés ordinairement. on préfère décomposer les Carbonates calcaires (combinaisons de l'acide Carbonique avec la chaux) soit par le feu, soit au moyen d'un acide qui ayant plus d'affinité pour la Chaux que n'en a l'acide Carboniq. le chasse de sa combinaison.

Extraction

1° Par le feu. Il suffit d'introduire de la Craie ou du marbre concassé dans une cornue de terre lutée extérieurement, que l'on place ensuite dans un fourneau de Reverbère et à laquelle on adapte un tube recourbé qui va plonger sous une cloche pleine d'Eau. à une haute température l'acide carbonique cède à son attraction pour le Calorique et se dégage. la matière qui reste dans la cornue d'Insipide et d'Insoluble qu'elle étoit est devenue sapide caustique et soluble, c'est de la Chaux pure.

2° Par un acide. Ce moyen est le plus employé. on met dans un flacon à 2 tubulures de la Craie pulvérisée. on y verse assez d'Eau pour la diviser et en former un liquide blanc épais. alors on adapte à une des tubulures un tube recourbé à angles droits destiné à conduire le Gaz sous une cloche, et à l'autre un tube recourbé en S destiné à introduire de l'acide x affoibli dans le flacon. tout étant bien disposé, on verse de l'acide ~~sul~~ peu à peu par le tube en S; il se produit une vive effervescence due au dégagement de l'acide Carbonique lequel passe sous la Cloche. on rejette les 1ères portions comme contenant de l'air.

Ce gaz se conserve très bien dans des flacons bouchés et

x Sulfurique x

Acide Carbonique

Propriétés

et renversée sur l'Eau.

Ce Gaz est Invisible ; il n'a pas d'odeur mais il Irrite légerement le nez. il est assez Soluble dans l'Eau pour lui communiquer une Saveur aigrelette agréable. il éteint les corps en combustion, rougit la teinture de tournesol, mais foiblement et cette teinture exposée quelquetems à l'air reprend sa couleur parceque l'acide se dégage. enfin Il trouble l'Eau de Chaux parce quil forme avec cette Base alcaline un Sel tout à fait Insoluble, qui est le carbonate de Chaux. en Supposant que l'acide Employé ait été obtenu par le feu, et que ce soit la Chaux restée dans la cornue quón ait employé à faire l'Eau de Chaux, on aura fait là une véritable Sinthèse.

Nous remarquerons encore ici que ~~cet~~ cet acide formé par la combinaison avec l'oxigène, d'un des corps les plus combustibles, est le plus foible de tous, il est déplacé de toutes les combi-naisons salines par les autres acides même par l'acide boracique. nous remarquerons aussi que la saveur des acides, leur action sur la teinture de tournesol et leur tendance à la combinaison, sont en général en raison les unes des autres.

Dans cette altération en rouge quéprouve la teinture de tournesol par les acides, le principe colorant nést pas détruit, il nést que combiné à l'acide et on peut lui rendre la 1ere couleur, en saturant l'acide par un alcali.

Le Gaz acide carbonique pèse 0,71 de grain le pouce cube. l'air ne pèse que 0,46. c'est cette différence de Pesanteur qui fait que l'on peut transvaser le gaz acide carbonique au milieu de l'air. Pour faire cette expérience on met une bougie allumée dans une grande Eprouvette, elle y brule très bien, on

125

approche de l'ouverture d'une ~~l'ouverture~~ d'une autre éprouvette remplie d'acide carbonique, on la penche dessus la bougie s'éteint de suite.

Cette pesanteur aussi est cause qu'on trouve toujours le gaz acide carbonique dans les lieux les plus bas, dans les caveaux, les carrières, les grottes comme la grotte du Chien près de Naples ainsi nommée dit on parceque la couche d'acide carbonique qui y existe, n'est pas assez haute pour asphyxier les hommes et que son action n'a lieu que sur les animaux qui les accompagnent. (cependant on sait que Tibère y fit renfermer deux esclaves qui y périrent).

On voit par la combien il est necessaire de ne pas pénétrer sans précaution dans les lieux bas où on n'a pas été depuis longtems; il faut faire porter plusieurs flambeaux devant soi et se retirer s'il arrive que leur lumière palisse au point de faire craindre qu'ils ne s'éteignent. si absolument on avoit besoin d'aucun lieu où les corps en ignition ne peuvent brûler, il faudroit avant, y faire jetter une grande q^té de lait de chaux et lui laisser le tems d'absorber tout l'acide carbonique.

18e Leçon

Action de l'hydrogène

Le Gaz hydrogène décompose le gaz acide carbonique à une haute température; le Soufre ne le décompose pas et à plus forte raison l'azote.

Parmi les métaux ceux qui ont une forte attraction pour l'oxigène décomposent l'acide carbonique à une haute température

du Charbon

Gaz oxide de Carbone

Le Charbon décompose l'acide carbonique. Pour cette opération on place ~~[illegible]~~ horizontalement à travers un fourneau un tube de fer contenant du Charbon préalablement bien

calciné. aux deux extrémités du tube ~~Lorsque~~ peuvent s'adapter deux vessies montées en cuivre, dans l'une desquelles on a mis du gaz acide carbonique.

On allume le feu de manière à faire rougir le charbon. on adapte les vessies et on les ouvre. on presse légèrement celle qui contient le gaz pour le faire passer dans l'autre, et on le fait repasser ainsi 3 ou 4 fois.

Si alors on examine le gaz on voit qu'il est considérablement augmenté en volume, ~~aussi bien dans~~ que sa pesanteur n'est plus qu'égale à celle de l'air, ~~il a encore~~ qu'il ne rougit plus la teinture de Tournesol et qu'il s'enflamme par l'approche d'un corps en ignition.

Dans cette Expérience le gaz acide carbonique a dissout une certaine quantité de Charbon, a partagé son oxigène avec lui, de sorte que le tout est devenu <u>oxide de Carbone</u>.

Le Gaz oxide de carbone brule lentement avec une flamme bleue bien différente de celle du Gaz hydrogène carboné et encore plus de celle du gaz hydrogène pur. il forme par sa combustion du Gaz acide carbonique.

On peut encore former le gaz oxide de Carbone en chauffant dans une cornue un oxide Métallique difficilement réductible avec deux parties de Charbon; le Charbon décompose en oxides, mais ne s'emparant pas ~~de la~~ la quantité d'oxigène nécessaire pour le constituer acide carbonique, il ne forme que du gaz oxide de Carbone. si on employoit un oxide facilement réductible, le ~~Charbon~~ Charbon s'emparant facilement de l'oxigène formeroit du gaz acide Carbonique.

Cette a gaz oxide de Carbone qui se dégage par l'action du charbon sur quelques oxides Métalliques qui a été longtems confondu avec le Gaz hydrogène carboné et c'est sur cette Erreur que ~~Priestley~~ Priestley fondoit la principale objection à la Théorie de Lavoisier dont voici la base, <u>par la combustion les corps combustibles</u>

n'absorbent que du gaz oxigène. Priestley prétendoit que ces corps en brûlant fixoient l'hydrogène puisqu'en les traitant par le Charbon on les revivifioit et on obtenoit du gaz hydrogène Carboné. cette objection est tombée d'elle même dès qu'on apprit à distinguer le gaz oxide de Carbone du gaz hydrogène carboné.

Lorsqu'on fait brûler un charbon dans le gaz oxigène pur, il ne se forme que de l'acide carbonique, en raison de l'excès d'oxigène; ~~ce~~ on le prouve facilement en absorbant le gaz acide par la potasse et faisant passer le gaz restant dans une Eprouvette pour l'Essayer avec une bougie; ce gaz ne s'enflamme pas, la bougie y brûle avec vivacité, éteinte elle s'y rallume; donc ce gaz ne contient pas de gaz oxide de Carbone, c'est du gaz oxigène pur.

Mais lorsque le Charbon brûle dans l'air qui ne contient que 0,21 d'oxigène, outre qu'il se forme du gaz acide carbonique, il se forme aussi beaucoup de gaz oxide de Carbone, ou par ce que le Charbon se trouve en excès, ou parce qu'il ne trouve pas assez promptement la quantité d'oxigène nécessaire pour se saturer.

Le Gaz acide carbonique n'est pas délétère par lui même. il n'exerce aucune action sur l'Economie animale; il asphixie les animaux par cela seul qu'il ne peut céder de l'oxigène aux poumons: le gaz oxide de carbone au contraire est délétère par lui même, son action sur les nerfs est extrêmement vive, et il tue sur le champ.

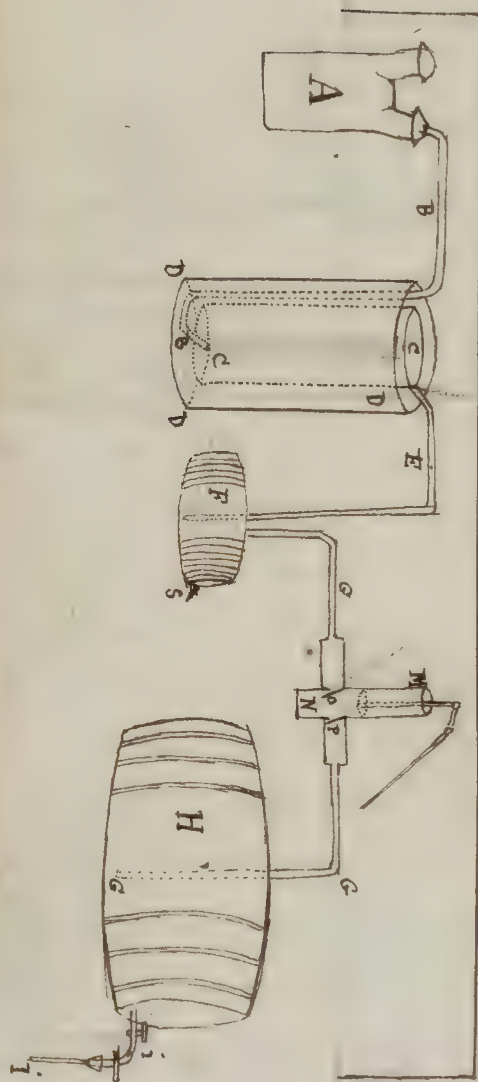
Clement qui l'a découvert a eu la hardiesse de plonger la tête dans une cloche qui en contenoit et que Desormes tenoit au dessus de lui; il est tombé aussitôt sans connoissance dans les bras de son ami. C'est à la formation du gaz oxide de Carbone dans la combustion du charbon à l'air, que l'on doit attribuer les accidents occasionés journellement par cette combustion;

Acide Carbonique

il se dégage aussi des cuves en fermentation, et a été plus d'une fois funeste aux vignerons.

Sa Solubilité dans l'Eau

L'Eau peut dissoudre le Gaz acide carbonique. elle en dissout d'autant plus qu'elle est plus froide et que la pression de l'air est plus grande. C'est en augmentant cette pression au moyen d'une pompe foulante que MM Paul et Triayre sont parvenus à dissoudre dans l'Eau jusqu'à 5 fois son volume de gaz acide carbonique. voici leur appareil



Dans un vase A en plomb on met de la Craie et de l'acide Sulfurique étendu. le gaz acide carbonique qui s'en dégage est conduit par un tube BB sous un tonneau renversé CC rempli d'Eau, faisant l'office d'une cloche et plongé dans un autre plus grand DDD également plein d'Eau. de la partie supérieure du tonneau CC part un tube E communiquant avec un petit tonneau F duquel en part un autre tube GG qui communique avec le tonneau H et plonge presqu'au fond. au milieu de ce tube GG se trouve une pompe aspirante et foulante MN munie de deux soupapes O.P. lorsque la cloche CC est remplie d'acide carbonique (1) ainsi que le tube E et le tonneau F, ~~bien~~ supposons le piston au bas du corps de pompe et les soupapes fermées; levons le piston vers le point M, l'acide carbonique ouvrira la soupape O pour remplir la capacité du corps de pompe. Si maintenant nous baissons le piston, le gaz contenu dans la capacité ~~[illegible]~~ N, refermera la soupape O ouvrira celle P et se rendra au fond de l'eau qu'on a introduite dans le tonneau H; le jeu de la pompe continuant, le gaz acide du tonneau F et de la cloche CC passera successivement dans le tonneau H, où s'accumulant sans pouvoir s'échapper,

(1) L'habitude apprend à ne mettre dans le vase A que la quantité de mélange nécessaire pour remplir les tonneaux CC ~~de gaz acide~~ et F de ga

il sera obligé de se dissoudre dans l'Eau. on cesse de faire agir la pompe lorsque la cloche C C est remplie d'Eau ce dont on s'apperçoit au tube E qui est en verre. on voit aussi que le petit tonneau F sert surtout à empecher l'Eau d'entrer dans la pompe foulante en cas qu'on ne s'apperçoive pas à temps que la cloche ne contient plus d'acide carbonique.

Il est muni d'un robinet S pour retirer l'Eau qui auroit pu s'y introduire.

Lorsque l'Eau du tonneau H est saturée d'acide carbonique, on la met en Bouteilles, et pour y parvenir sans perdre une partie du gaz que l'Eau contient, on se sert d'un Robinet II qui s'adapte au tonneau et qui plonge jusqu'au fond des Bouteilles de manière que l'Eau y arrive sans avoir eu le contact de l'air, et souleve celui contenu dans la bouteille lequel s'échappe par un conduit cylindrique pratiqué autour de celui par où arrive l'Eau. ce conduit est entouré lui même d'un bouchon taillé en cône de manière à pouvoir boucher exactement toutes les bouteilles. dès qu'une bouteille est pleine on la bouche, on ficelle et on goudronne le bouchon.

L'Eau ainsi chargée d'acide carbonique rougit la teinture de tournesol, a une saveur acide très marquée, et mousse comme du vin mousseux lorsqu'on la verse dans un verre.

De même que la pression augmente la quantité de Gaz acide Carbonique que l'Eau peut dissoudre, de même ~~aussi~~ ~~[illegible]~~ cette quantité diminue lorsque la pression diminue. c'est ce qui arrive lorsqu'on ~~soumet~~ cette Eau sous le récipient d'une machine Pneumatique dans lequel on fait le vide. on la voit aussitôt entrer en Ebullition.

L'acide carbonique n'exerce aucune action sur l'acide Boracique.

Nous allons presentement passer aux acides formés par le Phosphore ils sont au nombre de deux.

de gaz acide.

Acides du Phosphore

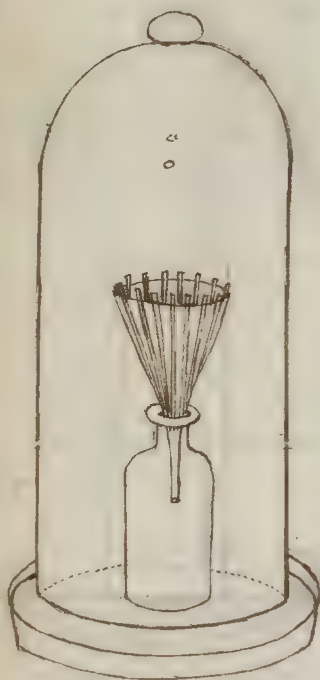
Il n'y a pas longtems qu'ils sont connus; en 178. Lavoisier et LeSage annoncèrent en même tems avoir découvert un acide du Phosphore. ils lurent publiquement leur mémoire et se trouvèrent en ~~...~~ contradiction sur les propriétés du corps qu'ils annonçoient. Lavoisier reprit ses Expériences et celles de LeSage et trouva qu'ils avoient eu raison tous les deux, ayant découvert chacun un acide différent du Phosphore.

Acide Phosphoreux

De l'acide Phosphoreux.

L'acide Phosphoreux (ou le moins oxigéné) n'existe pas dans la nature. on le fait artificiellement par la combustion lente du Phosphore dans l'air atmosphérique.

Pour cela on Effile des bouts de tube à la lampe, on met dans chaque un petit morceau de Phosphore, on place tous ces tubes dans un Entonnoir et celui ci sur un flacon.. on met cet appareil sur une assiette, on le recouvre d'une cloche percée de plusieurs trous, on met de l'eau dans l'assiette et on abandonne l'Expérience à elle même.



Si on examine cet appareil dans l'obscurité on s'apperçoit que chaque petit tube est lumineux, ce qui est dû à la combustion lente du Phosphore. l'acide qui se forme, attire à mesure l'humidité de l'air, coule à l'Etat liquide par les Extrémités capillaires des tubes se rassemble dans le bec de l'Entonnoir et de là tombe dans le flacon. au bout de 30 à 40 Jours on en a Obtenu une quantité assez considérable pour pouvoir l'Examiner.

Pelletier a Inventé cet appareil afin que le dégagement du Calorique occasionné par la combustion ne se fasse que lentement ce qui n'auroit pas lieu si les morceaux de Phosphore étoient réunis, et alors la combustion devenant rapide, ~~on...~~

on obtiendroit de l'acide phosphorique au lieu d'acide phosphoreux
L'acide phosphoreux est un liquide incolore transparent,
épais et pesant; il a une odeur de phosphore très marquée,
une saveur très acide; il rougit fortement le tournesol. Sa propriété
la plus caractéristique est de laisser dégager du phosphore par
l'action du calorique. on peut faire cette expérience dans un
petit matras contenant de l'acide phosphoreux et placé au
dessus d'un réchaud; lorsque l'eau s'est un peu évaporée, on voit
une flamme vive sortir de l'ouverture du matras.

Oxides de Phosphore

Outre l'acide phosphoreux, il existe deux autres combinaisons
de phosphore et d'oxigène mais dans une moins grande proportion
de ce dernier. ces combinaisons sont des oxides, l'un blanc
et l'autre rouge. l'oxide blanc se forme à la surface du phosphore
que l'on conserve dans l'eau. quoique la lumière paroisse accélérer
sa formation, il se forme également dans l'obscurité.
On n'est pas aussi certain de l'existence de l'oxide rouge. ce n'est
peut être qu'une combinaison de phosphore et de carbone.
On l'obtient en préparant l'acide phosphorique, lequel se
fait en mettant sur une cuve à mercure un morceau de
phosphore placé sur une soucoupe; on l'allume par l'approche d'un
charbon embrasé et on le recouvre aussitôt d'une cloche naturelle-
-lement remplie d'air. la combustion est très vive, très rapide,
il se forme beaucoup de vapeurs blanches très épaisses d'acide
phosphorique qui se condensent en flocons neigeux sur les parois
de la cloche, et au fond de la soucoupe on a un résidu rougeâtre
combustible que jusqu'ici on a regardé comme un oxide rouge de
phosphore mais qui comme nous venons de le dire n'est
peut être qu'une combinaison de phosphore et de charbon
car le phosphore en contient toujours

19e Leçon

Acide Phosphorique

L'acide Phosphorique existe abondamment dans la nature et presque toujours combiné avec la Chaux. c'est cette combinaison qui forme la partie solide des os; en Espagne on en trouve par bloc dans la terre et on s'en sert pour bâtir.

Pour avoir l'acide Phosphorique pur, il vaut mieux le faire artificiellement que de le retirer de ses combinaisons.

Formation

1° Déja nous avons vu que le Phosphore par sa combustion rapide sous une cloche pleine d'air, ~~donnant~~ donnoit naissance à des vapeurs blanches épaisses qui se condensoient en flocons neigeux ces flocons sont de l'acide Phosphorique concret; dès qu'ils ont le contact de l'air ils se liquéfient en absorbant son humidité.

2° Pelletier a proposé un autre Procédé que voici: on remplit un flacon à deux tubulures de gaz oxigène. à une des tubulures est adapté un tube ~~[illegible]~~ recourbé en S destiné à introduire de l'Eau dans le flacon, et à l'autre se trouve un tube recourbé à angles droits qu'on fait plonger au fond d'une grande Eprouvette dans laquelle on a mis d'abord du Phosphore puis de l'Eau 5te afin de le tenir fondu.

on fait entrer de l'eau peu à peu dans le flacon; le gaz oxigène en est déplacé, passe par le tube recourbé qui plonge dans le Phosphore fondu et enflamme ce corps. par cette combustion il se forme de l'acide Phosphoreux qui se dissout à mesure dans l'Eau.

Ces deux moyens d'obtenir l'acide Phosphorique entraînent toujours une perte plus ou moins considérable. en voici un qui est préférable. au lieu de mettre l'oxigène à l'état gazeux en contact avec le Phosphore on le ~~prend~~ à l'Etat liquide Combiné à un corps moins combustible que le Phosphore. ce corps est l'azote.

3° On met dans une cornue de verre tubulée, une livre par

exemple d'acide Nitrique bien pur. à cette cornue on adapte une alonge et un ballon d'où part un tube plongeant dans l'Eau. il y en a encore un autre droit plongeant jusqu'au fond du Ballon, afin de servir de tube de sureté. on chauffe la Cornue au bain de Sable, et lorsque l'acide bout, on introduit par la tubulure et peu à peu du Phosphore coupé en morceaux, refermant à chaque fois la tubulure.

À cette température l'acide Nitrique se décompose, cède son oxigène au phosphore qui par là devient acide Phosphorique. cet acide étant fixe au feu reste dans la Cornue. les gaz resultant de la décomposition de l'acide nitrique et l'excès qu'on en a mis se dégagent par l'action du Calorique. on Evapore à siccité et on a de l'acide Phosphorique pur.

Propriétés

Cet acide lorsqu'il contient encore un peu d'humidité est sous forme de Gelée, il a une saveur très acide et rougit fortement la teinture de tournesol. si on le desseche et qu'on l'expose à une forte chaleur, il se ~~fond dans~~ fondra dans le calorique et se vitrifiera par le refroidissement.

Cet acide Phosphorique vitreux est encore plus acide parce qu'il est plus concentré. il est transparent, Incolore, et attire puissamment l'humidité de l'air. Il pourroit utilement servir à l'hygrométrie, chauffé avec du Charbon il lui cède son oxigène et repasse à l'Etat de Phosphore.

après les corps Brulés resultant de la Combustion du Phosphore nous devrions en suivant le Rang d'attraction des corps Combustibles pour l'oxigène, parler de ceux formés par le Soufre, mais comme pour bien connoître la théorie de leur formation nous aurons besoin des corps brulés formés par l'Union de l'azote avec l'oxigène, nous commencerons par ceux-ci.

Corps Brûlés formés par l'azote

Quoique l'azote soit le corps le moins combustible, néanmoins il se combine en beaucoup de proportions différentes avec l'oxigène, et est celui qui forme le plus de Corps Brûlés.

Ces corps brûlés sont au nombre de 4. voici les proportions de leurs principes.

0,80 d'oxigène et	0,20 d'azote	formant	l'acide nitrique
0,70 id. .... et	0,30. id	-- id --	l'acide nitreux
0,57 ---- et	0,43	------	l'oxide nitreux
0,37 ---- et	0,63	.....	l'oxide d'azote.

Enfin quelques Chimistes regardoient l'air comme une Gde Combinaison de l'oxigène avec l'azote; mais il paroît certain que ces deux gaz n'y sont qu'à l'état de mélange, puisqu'en mêlant 21 parties en volume de gaz oxigène et 79 d'azote on obtient juste 100 parties en volume d'air atmosphérique: le volume auroit très ~~plus~~ probablement changé s'il y avoit eu combinaison.

L'acide nitrique ~~...~~ étant le plus oxigéné des quatre corps dont nous venons de parler, on conçoit qu'il peut être possible de le faire passer par tous les degrés ~~Infer~~ Inférieurs d'oxigénation en lui enlevant différentes quantités d'oxigène; on y parvient en effet en le mettant en contact avec des corps plus ou moins combustibles mais qui l'étant toujours plus que ~~...~~ l'azote lui enlevant des quantités plus ou moins grandes d'oxigène.

Gaz oxide Nitreux

De L'oxide Nitreux

On le nomme aussi gaz nitreux, oxidule d'azote; mais nous ~~...~~ croyons que celui d'oxide nitreux est plus propre qu'aucun autre à empêcher de le confondre avec le gaz oxide d'azote et

et le gaz acide nitreux.

Pour obtenir ce gaz on décompose l'acide nitrique par le cuivre. Pour cela on introduit de la tournure de cuivre dans un flacon à 2 tubulures à l'une desquelles on adapte un tube recourbé en S avec entonnoir et à l'autre un tube recourbé à angle droit. on verse par le tube en S de l'acide nitrique étendu de moitié son poids d'eau; il se fait une vive effervescence, l'air d'abord se dégage puis le gaz nitreux. on le recoit sous des cloches.

Dans cette opération le cuivre décompose une partie de l'acide nitrique, enlève à cette partie une quantité d'oxigène telle qu'il la fait passer à l'état d'oxide nitreux, et devenu par là oxide de cuivre se combine à l'acide nitrique non décomposé.

Le gaz nitreux est invisible, il ne rougit pas la teinture ou le papier de tournesol. mais la propriété de ce gaz qui ne permet ~~pas~~ de le confondre avec aucun autre, est celle qu'il a de devenir rouge ou rutilante par le contact de l'air atmosphérique. On rend cette expérience facile à saisir en remplissant un flacon de gaz nitreux; il est parfaitement invisible et ne fait pas changer de couleur une languette de papier de tournesol qu'on y plonge; mais dès qu'en débouchant le flacon, on l'agite pour faire entrer de l'air dedans, on voit le gaz devenir rutilant et le papier de tournesol lorsqu'on le retire se trouve coloré en rouge. ce qui indique la présence d'un acide, et en effet le résultat de cette expérience est que le gaz nitreux a absorbé l'oxigène de l'air et est devenu acide nitreux dont la couleur est rouge.

Si au lieu d'air atmosphérique on met du gaz oxigène pur en contact avec le gaz nitreux et dans les proportions nécessaires (1) pour le constituer acide nitreux, la couleur rouge du gaz acide sera si intense qu'on ne pourra plus voir au travers, et si le mélange ~~est~~ a été faite sous une cloche au dessus de l'eau, ~~les~~ les gaz diminueront rapidement de volume et bientôt l'eau remplira la capacité de la cloche.

---

(1) Il est facile de connoître les proportions de gaz ~~oxide~~ oxide nitreux et d'oxigène à employer. on a:

$$\text{Gaz nitreux } 100^{P} = \begin{cases}\text{oxigène } 57\\ \text{azote } 43\end{cases} \quad \Bigg| \quad \text{acide nitreux } 100^{P} = \begin{cases}\text{oxigène } 70\\ \text{azote } 30\end{cases}$$

d'où on voit que si 30 parties d'azote ~~exigent~~ 70 part. d'oxigène pour devenir acide nitreux, 43 parties en exigeront 100,333. or comme 100 parties de gaz oxide nitreux qui contiennent 43 P d'azote, contiennent déja 57. d'oxigène, ce ne sera plus que 43,33 d'oxigène qu'il faudra leur ajouter pour les changer en acide nitreux.

on peut trouver à present combien 100 parties d'acide nitreux contiennent de gaz nitreux et d'oxigène au moyen d'une des ~~une de deux~~ deux proportions suivantes.

$$143,33^{ac.\,nit} : 100^{ac.\,nit} :: 100^{ox.\,nit} : x^{ox\,nit} = 69.77 \text{ de gaz oxide nitreux}$$

$$143,33^{ac.\,nit} : 100^{ac.\,nit} :: 43,33^{oxig.} : x^{oxig.} = 30.23 \text{ d'oxigène.}$$

100 parties d'acide nitreux sont donc formées de

$$\begin{array}{lll} \text{Gaz nitreux } 69.77 = \begin{cases}\text{azote} \ldots 30 \ldots\ldots \text{cy} \ldots\ldots 30 \text{ azote}\\ \text{oxigène } 39.77\end{cases} & & \\ \text{et d'oxigène} \ldots 30.23 \ldots \text{cy} \ldots\ldots 30.23 & \Big\} = & \ldots 70 \\ \overline{100.} \qquad\qquad \overline{100.} & & \overline{100} \end{array}$$

137 20e Leçon

Gaz oxide d'Azote

le gaz oxide d'azote a été découvert en 1776 par Priestley et a été examiné depuis par M.M. Davy et Berthollet.

On le forme en désoxigénant convenablement l'acide nitrique, et comme on le peut bien il faut employer aucun autre combustible que le cuivre qui ne fait passer l'acide nitrique qu'à l'Etat de gaz oxide nitreux. On se sert donc de fer ou de Zinc et on obtient une grande quantité de gaz oxide d'azote, mais il n'est pas pur, il contient toujours du gaz nitreux. on peut l'en séparer en l'agitant dans un flacon avec de l'Eau; le gaz nitreux comme nous l'avons vu ~~étant~~ est Insoluble dans l'Eau ~~mais~~ le gaz oxide d'azote y est soluble, il s'y dissout donc on recueille cette Eau, on la chauffe dans une cornue à laquelle on adapte un ~~tube~~ ballon et un tube qui va plonger dans une cuve à mercure; ~~par~~ l'action du Calorique le gaz oxide d'azote se sépare de l'Eau; on le reçoit sous des cloches. mais comme on le voit ce procédé est très long. voici donc celui qu'on employe ordinairement.

On prend du nitrate d'ammoniaque que l'on fait en ~~[illegible]~~ saturant de l'ammoniaque par de l'acide nitrique et évaporant à siccité on Introduit ce sel dans une cornue à laquelle on adapte un tube qu'on fait rendre sous une cloche pleine de Mercure. on chauffe la cornue très modérément. le sel se decompose peu à peu et se change entièrement en gaz oxide d'azote. (1)

Ce fait est facile à Expliquer. L'hydrogène de l'ammoniaque enleve ~~[illegible]~~ à l'acide nitrique une quantité d'oxigène telle

(1) il se forme aussi de l'Eau.

Gaz oxide d'Azote

que celle qui reste, combinée avec l'azote de l'acide et l'azote de l'ammoniaque constitue ~~de l'oxide l'oxide nitreux~~ du gaz oxide d'azote.

Ce Gaz est Incolore et Invisible, il ne se colore pas par le contact de l'air, ce qui joint à sa Solubilité le distingue du gaz nitreux. Il s'en distingue encore plus en ce qu'il rallume les bougies éteintes et les fait brûler avec force à la manière du gaz oxigène. on ne peut le confondre avec cependant, celui-ci étant bien moins soluble dans l'Eau.

On a cru longtems qu'il avoit une action particulière sur l'Economie animale. les anglois ont annoncé que ceux qui le respirent, éprouvent des sensations voluptueuses. Les Experiences faites en france à ce sujet nous ont appris seulement qu'on pouvoit le respirer quelque tems sans danger. (il paroit cependant qu'il produit l'effet annoncé sur certaines personnes).

Acide Nitrique

De l'acide nitrique.

Pour ne pas nous écarter de la marche suivie jusqu'à présent nous devrions parler de la manière d'obtenir l'acide Nitrique avant de décrire ses propriétés; nous suivrons cependant un ordre Inverse pour cet acide, parce qu'il présente dans sa préparation des phénomènes qu'on ne peut expliquer qu'ayant la connoissance de ses propriétés.

Propriétés.

L'acide Nitrique ne s'obtient jamais gazeux, il est toujours sous la forme d'un liquide blanc, très acide, rougissant avec force le tournesol, agissant avec une énergie très grande sur toutes les matières organisées.

Exposé à l'air, il tend à se vaporiser et à s'y dissoudre

Acide Nitrique

mais s'unissant bientôt à l'eau qui y est contenue, il se condense et se montre sous la forme de vapeurs blanches très épaisses.

Ce ne sont pas là les propriétés de l'acide nitrique les plus difficiles à entendre. celles qu'il présente dans sa réaction sur les combustibles sont un peu plus difficiles à concevoir: Il agit avec une énergie extrême sur les uns, tandis qu'il a une action à peine sensible sur les autres. dans tous les cas il est décomposé, mais plus ou moins complettement de sorte qu'on obtient pour résultat de la décomposition, soit du gaz acide nitreux, soit du gaz nitreux ou du gaz oxide d'azote, quelquefois le plus souvent encore mélangés; mais on n'obtient jamais d'azote, car comme nous le verrons en parlant des substances métalliques, lorsque l'acide se trouve desoxigéné à ce point, il y a aussi une partie de l'eau qu'il contient, qui se décompose, de manière que l'hydrogène de cette eau se combine à l'azote et forme de l'ammoniaque.

Trois circonstances influent sur ces différents résultats, la combustibilité du corps soumis à l'action de l'acide, la concentration de l'acide, enfin la température que prend le mélange ou qu'on lui fait éprouver.

On conçoit que plus le corps est combustible plus l'azote doit être désoxigéné; que l'eau ayant une grande attraction pour l'acide nitrique, doit d'autant plus retarder l'action du corps combustible qu'elle se trouve en plus grande quantité; enfin que l'acide par sa décomposition donnant naissance à des corps dont l'état habituel est d'être à l'état gazeux, le calorique doit l'accélérer et la rendre plus complette.

Si maintenant nous considérons l'action de l'acide nitrique sur le gaz acide nitreux, nous verrons qu'il en peut endissoudre une très grande qté.

Déjà nous avons vu que ce gaz se formoit par la combinaison

Acide Nitrique
et
Acide Nitreux

directe du gaz oxide nitreux ~~avec~~ l'oxigène; mais nous avons vu aussi que l'Eau le dissolvoit; pour l'obtenir à l'Etat gazeux il ne faut donc pas opérer sur ce liquide. il ne faut pas non plus opérer sur le mercure lequel en est attaqué; il faut avoir recours à un moyen particulier. Ce moyen consiste à faire le vide dans un ballon, à y faire passer 100 parties en poids de gaz oxide nitreux, puis 43,5 de gaz oxigène: comme nous le savons ces proportions donnent à l'Instant 143 part. de gaz acide nitreux; le ballon se colore en rouge ~~est~~ si foncé qu'il en perd sa transparence.

Pour dissoudre ce gaz dans l'acide nitrique il suffit de le faire passer par bulles à travers. il se liquéfie à l'instant, et l'acide se colore ~~d'abord~~ successivement en vert, en jaune en orangé en rouge vif, enfin lorsqu'il en est saturé en rouge brun très foncé.

Pour que ces phénomènes soient bien apparents, il faut que l'acide nitrique soit très concentré, car quoique l'Eau puisse dissoudre une grande qté de gaz nitreux, elle en dissout bien moins que l'acide nitrique, et c'est ce qui fait que, lorsqu'on verse de l'Eau dans de l'acide nitrique saturé d'acide nitreux, on dégage une si grande qté de celui ci que le liquide en devient incolore.

Ce qui a lieu quand on met en contact le gaz acide nitreux avec l'acide nitrique a également lieu lorsqu'au lieu d'acide nitreux on se sert de Gaz nitreux, en sorte qu'il faut concevoir que ce gaz étant très combustible, décompose une partie de l'acide nitrique, devient acide nitreux, ~~s'unit~~ se mêle à l'acide nitreux provenant de l'acide nitrique décomposé, et se dissout avec lui dans l'acide non décomposé.

C'est même par ce moyen qu'on obtient toujours l'acide nitreux liquide. Pour cela on décompose dans un flacon tubulé de l'acide nitrique par de la limaille de cuivre; on fait au moyen

d'un tube recourbé passer les vapeurs à travers de l'acide nitrique concentré contenu dans un autre flacon. on cesse lorsqu'on voit que la couleur de l'acide n'augmente plus en intensité. on peut alors le regarder presque comme étant de l'acide nitreux liquide.

Cet acide agit avec une énergie extrême sur tous les corps combustibles. il paraît même qu'il peut dissoudre l'or, ce que ne fait pas l'acide nitrique. lorsqu'on le verse sur une huile essentielle, il la charbonne sur le champ en produisant un boursoufflement considérable. dans cette occasion l'acide est desoxigéné, son oxigène brule l'hydrogène et une partie du carbone de l'huile essentielle.

Si au lieu d'employer pour cette expérience de l'acide nitreux pur, on l'employe mélangé à un peu d'acide sulfurique très concentré, alors cet acide par la grande attraction qu'il a pour l'eau, accélerera tellement la décomposition de l'huile, que la chaleur dégagée l'enflammera.

L'acide nitrique exposé aux rayons du soleil, se décompose. la lumière lui enlève de l'oxigène et le fait passer à l'état d'acide nitrique tenant en dissolution d'autant plus d'acide nitreux que son exposition aura duré plus longtems

Maintenant que nous connoissons toutes les propriétés de l'acide nitrique, lesquelles nous ont conduit à parler de l'acide nitreux, il ne nous reste plus pour terminer l'histoire des corps brulés formés par l'azote, qu'à dire la manière dont on obtient cet acide nitrique.

Cavendish en a formé de toutes pièces en faisant passer une multitude d'étincelles électriques à travers un mélange de quatre parties de gaz oxigène et d'une partie de gaz azote.

Acide Nitrique

Extraction

Ce mélange étoit contenu dans un bocal au fond duquel il avoit mis une solution alcaline.

mais ce moyen étant extrêmement long et ne produisant qu'une très petite quantité d'acide nitrique, il est ~~Impratica~~ Impraticable en grand. dans les arts on décompose à l'aide de la chaleur le nitrate de potasse par l'oxide de l'argile, dans nos laboratoires nous le décomposons par l'acide sulfurique.

Pour cette opération on introduit dans une cornue de terre six livres de nitrate de potasse et quatre d'acide sulfurique on place cette cornue dans un fourneau de réverbère, on y adapte une alonge et un ballon destiné à servir de récipient à ce ballon on peut adapter un tube conduisant sous une cloche pleine d'eau.

le tout étant convenablement luté, on chauffe la cornue progressivement jusqu'à la fin où il faut une assez forte chaleur pour dégager les dernières des gaz.

D'abord on voit se dégager des vapeurs rouges, ensuite des vapeurs blanches qui se condensent dans l'alonge et dans le ballon et dissolvent une partie des vapeurs rouges. sur la fin on voit encore paroître des vapeurs rouges, et lorsqu'on pousse le feu jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien de la cornue on obtient en dernier lieu de l'azote et de l'oxigène.

voici l'Explication de ces differents phénomènes. le nitrate de potasse, surtout celui qu'on emploie pour cette opération n'est jamais exempt de muriate de soude. ce sel est plus facilement décomposé par l'acide sulfurique que le nitrate de potasse; de sorte qu'il se décompose au commencement

de l'opération; ~~radicatted el létat~~ l'acide muriatique qui s'en dégage rencontre à l'état gazeux de l'acide nitrique, il devient acide muriatique oxigéné en faisant passer l'acide nitrique à l'état d'acide nitreux. c'est ~~de~~ ce dernier qu'est due l'apparition des vapeurs rutilantes au commencement de l'opération.

vers le milieu de l'opération, l'acide muriatique étant dégagé, l'acide ~~nitrique~~ passe pur sous la forme de vapeurs blanches. mais sur la fin de l'opération, la température devenant très elevée, l'acide se trouve décomposé d'abord en acide nitreux ou en gaz nitreux et en oxigène enfin en azote et en oxigène.

L'acide nitrique obtenu comme nous venons de le dire contient donc de l'acide muriatique et de l'acide nitreux qui le colore.

on l'expose dans un matras à une chaleur ménagée convenablement, le gaz acide nitreux est bientot dégagé. Pour le débarrasser de l'acide muriatique on ~~lui~~ y verse de la dissolution de nitrate d'argent jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on ~~le~~ distille dans une cornue de verre, le muriate d'argent formé et le nitrate dont on a eu soin de mettre un leger excès restent dans la cornue, l'acide nitrique passe parfaitement pur dans le récipient.

21e Leçon

Corps Brulés Formés par le Soufre

Des Corps Brulés formés par le Soufre.

Tandis que l'azote par ~~ses~~ combinaison avec différentes quantités d'oxigène peut former quatre corps Brulés, le Soufre quoique bien plus combustible n'en forme que deux. ce sont deux acides dont le moins oxigéné comme nous l'avons déja dit se nomme acide sulfureux, et le

Corps Brulés formés par le Soufre

plus oxigéné, acide Sulfurique.

Il n'y a pas encore longtems qu'outre ces deux acides on admettoit un oxide de Soufre. ~~cette corps~~ on désignoit ainsi ce corps rougeatre mou ductile obtenu en [illegible] du Soufre fondu dans de l'Eau: mais depuis qu'on a reconnu que cette substance se formoit dans le vide comme avec le contact de l'air, et que l'Eau servant à cette opération n'étoit nullement décomposée, on n'a pu s'empêcher de regarder ce corps mou ductile, comme du Soufre pur qui auroit pris seulement un arrangement de molecules tel, que celles ci pourroient facilement glisser les unes sur les autres sans se séparer entièrement.

Acide Sulfureux

De L'acide Sulfureux

Si l'acide Sulfureux existe dans la nature son existence ne peut qu'y être momentanée. il est facile de concevoir qu'une partie du Soufre qui se dégage du cratère des volcans s'enflamme et forme de l'acide sulfureux lequel se dépose ensuite sur les terres environnantes et y forme des Sulfites; mais ces Sulfites ayant la propriété de passer à l'état de Sulfates par le contact de l'air, il doit être très difficile d'en trouver, et par conséquent Impossible de compter sur eux pour en retirer l'acide Sulfureux.

Il faut donc préparer cet acide artificiellement: déja nous savons qu'en allumant du Soufre sous une cloche pleine d'air, il y brule avec une flamme bleue et produit un gaz acide qui est ~~cet~~ acide Sulfureux. nous savons aussi que dans le Gaz oxigène la Combustion est bien plus

rapide, la lumière plus intense et moins colorée, mais que ~~il se compose~~ le produit ~~de la~~ est absolument le même.

il n'y a que peu d'années encore que l'on croyoit que dans cette dernière combustion, le Soufre se combinoit à une plus grande proportion d'oxigène et formoit de l'acide Sulfurique au lieu d'acide Sulfureux. mais on sait aujourd'hui que la Baryte à peine à y decouvrir des traces d'acide Sulfurique.

voici encore un moyen d'obtenir le gaz acide Sulfureux et c'est le plus usité comme étant le plus commode et le plus certain.

il consiste à enlever à l'acide Sulfurique une certaine quantité d'oxigène au moyen d'un corps combustible.

deja on sent qu'il ne faut pas que ce corps soit extrêmement combustible car il desoxigéneroit entièrement le Soufre (?) il faut aussi que le corps qu'il forme par la combustion ne soit pas gazeux, car il se meleroit au gaz acide Sulfureux. le mercure remplit ces deux conditions.

On en introduit une once dans un petite cornue de verre, on verse dessus deux onces environ d'acide Sulfurique concentré, on y adapte un tube dont on fait plonger l'extrémité dans une cuve à mercure. on chauffe la cornue, lorsque l'air en a été chassé on recouvre le tube d'une cloche.

on continue de chauffer, l'acide Sulfurique est decomposé, il se forme de l'acide Sulfureux qui passe sous la Cloche à l'état de gaz.

dans cette décomposition, l'action du mercure sur l'acide n'est pas provoquée seulement par l'attraction de ce métal pour l'oxigène mais ~~bien par~~ bien par l'attraction triple qui tend à

Acide Sulfureux

former un composé de mercure d'oxigène et d'acide; de sorte que comme on a pour resultats, d'une part du gaz acide sulfureux et de l'autre, dans la cornue, un corps blanc formé de mercure d'oxigène et d'acide sulfurique, il faut concevoir que dans cette opération l'acide sulfurique se trouve divisé en deux parties; que l'une est décomposée en acide sulfureux et oxigène; et que l'autre non décomposée se combine au mercure et à l'oxigène de la 1ere partie.

Propriétés

L'acide sulfureux est incolore comme l'air, comme tous les gaz qui ne contiennent pas d'oxigène, ou qui en contenant ne le cèdent pas facilement, il éteint les corps en ignition comme tous les acides il rougit la teinture de tournesol; mais sa propriété la plus caracteristique est sans contredit son odeur vive irritante et excitant fortement la toux avec une sorte de strangulation. c'est cette odeur que l'on sent lorsqu'on allume une allumette soufrée.

tous les corps qui ont une forte attraction pour l'oxigène décomposent le gaz acide sulfureux. l'hydrogène surtout produit cet effet. une partie s'unit à l'oxigène de l'acide et forme de l'Eau, l'autre partie s'unit au soufre et forme du gaz hydrogène sulfuré.

Le Gaz hydrogène sulfuré lui même décompose le gaz acide sulfureux. tout le gaz hydrogène forme de l'Eau avec l'oxigène de l'acide. le soufre se dépose.

Pour faire cette Expérience, il suffit de faire passer du gaz hydrogène sulfuré dans une cloche contenant du gaz acide sulfureux au dessus du mercure, et

d'agiter: l'action est vive, le Soufre se dépose contre les parois du vase, et si les gaz se trouvaient unis dans une proportion à peu près égale en volume, ils disparoîtront entièrement.

Le gaz acide sulfureux est très soluble dans l'Eau; si dans une cloche en contenant, on fait passer un peu d'Eau, il se trouvera absorbé en entier.

Si au lieu d'Eau, on fait parvenir à la surface du mercure un morceau de glace, cette glace se fond aussitôt et l'absorbtion a également lieu. la quantité de calorique absorbée ou dégagée dans cette dernière expérience, n'est pas appréciable, parceque celle que dégageroit le gaz acide seul en passant à l'Etat liquide se trouve absorbée par la glace qui passe de l'Etat solide à l'Etat liquide.

Lorsqu'on veut obtenir de suite le gaz acide sulfureux en solution dans l'Eau voici le moyen que l'on emploie ordinairement.

On Introduit dans une cornue de terre lutée extérieurement, 20 parties d'acide sulfurique concentré et trois parties de Charbon bien pulvérisé. on place cette cornue sur un bain de sable dans un fourneau de reverbere; on y adapte un tube de Welter plongeant jusqu'au fond d'un flacon à trois ~~tub~~ tubulures dans lequel on a mis une certaine qté d'Eau pour laver le gaz. De la suite de ce flacon on adapte trois ou quatre autres contenant une plus grande qté d'Eau, et enfin un dernier contenant une solution alcaline. on chauffe la cornue graduellement de manière à Entretenir

Acide Sulfureux

le dégagement du gaz jusqu'à la fin.
dans cette opération, le Charbon décompose l'acide Sulfurique, il se forme de l'acide carbonique et de l'acide Sulfureux, lesquels se debarrassent dans le 1er flacon de l'acide Sulfurique qu'ils pourroient entrainer, et viennent se dissoudre dans l'Eau du Second. mais l'acide Sulfureux étant bien plus Soluble que l'autre, doit bientôt chasser celui ci de l'Eau de ce 2d flacon et le faire passer dans celle du 3e d'où il est ensuite Chassé dans celle du quatrième &c... la Solution alcaline mise en dernier lieu sert à absorber les portions d'acide Sulfureux qui ne se seroient pas condensées dans les 1ers flacons.

l'Eau Saturée de gaz acide Sulfureux, chauffée dans une Phiole à laquelle est adapté un tube recourbé plongeant dans une cuve à mercure donne du gaz acide Sulfureux très pur.

L'acide Sulfureux est employé dans les arts à blanchir la Soie.

action Sur le Gaz ~~acide~~ oxide Nitreux

L'acide Sulfureux a une action bien remarquable Sur le gaz acide nitreux. Sitôt le contact des deux gazs, l'acide Sulfureux devient acide Sulfurique et l'acide nitreux, gaz oxide nitreux. alors l'acide Sulfurique se combine au gaz oxide nitreux et le composé qui en résulte cristallise. Le même ~~effet~~ aura lieu si en place d'acide nitreux on employe du gaz nitreux mêlé à une quantité convenable d'oxigène ou d'air atmosphérique, lesquels comme nous le Savons le font passer à l'état

d'acide nitreux.
Pour cette expérience, on prend un grand ballon de verre garni d'un ajuttage avec Robinet en cuivre. on y fait le vide le plus exactement qu'il est possible. on le visse au dessus d'une cloche remplie de gaz acide sulfureux et placée sur une cuve à mercure. on ouvre la communication et on enfonce la cloche dans le mercure de manière à faire monter ~~passer~~ le gaz dans le ballon. lorsqu'il y en a environ les 4/5es de sa capacité, on visse ce ballon sur une autre cloche contenant du gaz nitreux au dessus de l'Eau on en introduit environ ~~un~~ 1/10e dans le ballon, on remplit le reste avec de l'oxigène ou de l'air atmosphérique.

Le mélange devient d'abord rutilant parceque le gaz nitreux se combine à l'oxigène et passe à l'Etat d'acide nitreux: mais bientôt le ballon s'obscurcit, les vapeurs rutilantes blanchissent et on voit se déposer sur les parois du ballon des cristaux même assez gros, car comme nous l'avons dit à ce que l'acide nitreux formé, étant repassé ~~[illegible]~~ à l'Etat de gaz nitreux en cédant de l'oxigène à l'acide sulfureux, l'acide sulfurique formé par cette action s'est combiné au gaz nitreux et a cristallisé.

Si on introduit quelque peu d'Eau dans le ballon, et qu'on l'agite, les cristaux se dissolveront avec effervescence. c'est l'acide sulfurique qui s'unit à l'Eau et le gaz nitreux qui se dégage. Si on fait alors passer dans le ballon du gaz acide sulfureux et du gaz oxigène on reproduira les mêmes phénomènes c'est à dire d'abord des vapeurs rouges d'acide nitreux puis des vapeurs blanches formées par la conversion de l'acide sulfureux en acide sulfurique, puis des cristaux d'acide sulfurique combiné au gaz nitreux; enfin si on agite

Acide Sulfureux

le ballon, l'Eau fera encore disparoître les cristaux, le gaz nitreux se dégagera et pourra servir ~~encore une fois~~ autant de fois qu'on voudra à convertir de nouvelles quantités de gaz acide Sulfureux en acide Sulfurique.

Cette expérience montre en petit ce qui se passe en grand dans les manufactures d'acide Sulfurique. voici le procédé qu'on y suit.

Acide Sulfurique

Formation

Dans un fourneau parallelipipède en briques, de 8 à dix pieds de haut sur 6 à 7 de coté, et ayant Intérieurement la forme d'une cornue, on Introduit par une porte pratiquée sur le coté, un mélange de 8 parties à peu près de Soufre, d'une partie de nitrate de Potasse et d'une demi partie d'argile (1) détrempée avec autant d'Eau.

À l'Embouchure de la cornue se trouve extérieurement

---

(1) Si on ne mettoit pas d'argile, la matière entreroit en fusion presqu'aussitôt son Inflammation, et la combustion en seroit retardée. l'argile empêche cette fusion et fait en se gonflant avec l'Eau, occuper plus d'espace à la matière de sorte que la combustion en devient encore plus rapide. on a aussi le soin de remuer de tems en tems avec un Ringard pour renouveller les surfaces.

On place aussi ordinairement dans la capacité du four, un vase contenant de l'Eau dont la vapeur arrivée dans les Chambres de Plomb favorise la formation et la liquéfaction de l'acide Sulfurique.

Enfin au bas de la porte qui sert à Charger le fourneau, est une ouverture de deux à trois pouces de haut servant à établir le courant d'air qui passe par le fourneau, les ~~Cham~~ Chambres et la Cheminée.

151

un tuyau de plomb de six pouces de diamètre et conduisant à une chambre construite en lames de plomb soudées les unes aux autres et attachées à une charpente de bois par des liens de fer. cette chambre peut avoir 30 pieds de long; 12 à 15 de large et 10 à 12 de haut; elle communique par un tuyau de plomb semblable au 1er à une 2de chambre pareillement construite d'une quarantaine de pieds de ~~long~~ longueur sur 3 de hauteur et sept de largeur; au bout et à la partie supérieure de cette chambre est placée une ouverture à laquelle est adaptée une cheminée en planches.

On couvre le sol de chaque chambre de 4 pouces d'eau, et au moyen d'un charbon allumé on met le feu au mélange placé dans le fourneau. la combustion est rapide, le nitrate de potasse est décomposé; * une petite partie * du soufre agit sur son acide à la manière d'un corps très combustible, il devient acide sulfurique et se combine à la potasse. la plus grande partie du soufre se brûle par le contact de l'air, devient gaz acide sulfureux lequel est entraîné dans les chambres de plomb avec le gaz nitreux provenant de la décomposition du nitre. dans ces chambres, le gaz nitreux absorbe l'oxigène de l'air, devient acide nitreux, redevient gaz nitreux en faisant passer l'acide sulfureux à l'état d'acide sulfurique et se combine à cet acide sulfurique. mais aussitôt l'eau s'empare de cet acide et en dégage le gaz nitreux qui se reporte dans la partie supérieure de la chambre, où retrouvant encore de l'air et de l'acide sulfureux il fait passer celui ci à l'état d'acide sulfurique, et ainsi de suite jusqu'à ce qu'il sorte de la 2de chambre.

En approchant l'oreille de ces chambres, on entend

Acide Sulfurique

un bruissement considérable, la chaleur dégagée est aussi très forte.

Cette belle théorie de la formation de l'acide sulfurique étoit encore inconnue il y a quelques années : MM. Clement et Desormes l'ont fait connoitre dans ces derniers tems.

22e Leçon

Purification.

L'acide sulfurique obtenu par le moyen que nous venons de décrire est loin d'être pur. outre la grande quantité d'eau qu'il contient en excès, il contient aussi[x] de l'acide muriatique provenant de ce que le nitrate de potasse qu'on employe pour sa préparation contient toujours beaucoup de muriate de soude. enfin cet acide sulfurique tient encore en solution du sulfate de potasse et du sulfate de plomb. ce dernier sel se forme parceque l'acide nitreux oxide très facilement le plomb et que celui-ci une fois oxidé se dissout dans l'acide sulfurique. quant au sulfate de potasse il est évident qu'il est volatilisé et entrainé hors du four à la faveur de la grande qté de vapeurs qui s'en dégagent.

Pour purifier l'acide sulfurique on commence par le chauffer dans des chaudières de plomb, assez longtems pour l'ammener de 40° où il se trouve ordinairement en sortant des chambres de plomb, ~~jusqu'à~~ à 50 ou 55°. pendant cette évaporation, non seulement beaucoup d'eau s'est volatilisée, mais encore les acides sulfureux, muriatique et nitreux.

Lorsque l'acide sulfurique est arrivé à cet état de concentration, on le met dans des cornues de verre lutées extérieurement et rangées ~~et placées~~ sur un fourneau long dit galere. on adapte aux cornues des récipients, on chauffe graduellement et pendant longtems jusqu'à ce que l'acide marque 66° au pèse acide

[x] de l'acide sulfureux, de l'acide nitreux et de [x]

de Baumé. c'est dans cet état qu'on le livre dans le Commerce.

L'Eau que contiennent les récipients est très acide aussi a-t'on le Soin de la porter dans les Chambres de Plomb pour achever de la Saturer.

On voit que l'acide Sulfurique ainsi obtenu n'est pas encore pur, car l'action du calorique n'a pu le priver des Sulfates de Potasse et de Plomb qu'il contenoit. il peut néanmoins Servir en cet état pour la plupart des usages aux quels on le destine, mais il faut nécessairement l'avoir parfaitement pur lorsqu'on veut l'employer comme Réactif.

Pour cela on met l'acide Sulfurique dans une cornue de verre dans le fond de laquelle on a mis quelques grains de Sable afin de faciliter l'Ebullition ×; on adapte à la cornue, et Sans aucun lut, un ballon; on le Chauffe ainsi que le Col et le Ballon dont on entretient la température à 40°, autrement l'acide Sulfurique y tombant extrêmement Chaud au commencement, le feroit casser.

× on la place Sur un bain de Sable ×

il faut Chauffer la cornue très fortement et très longtems, car cet acide Sulfurique ne distille que très lentement.

Propriétés

L'acide ainsi obtenu peut être regardé comme pur. il est Incolore, et d'une apparence oléagineuse ce qui autrefois lui avoit fait donner le nom d'huile de vitriol parce qu'en effet on le Retiroit d'une Substance appellée vitriol vert et aujourd'hui Sulfate de fer.

Cet acide pèse deux fois plus que l'Eau, il noircit corrode et détruit les matières organiques qu'il touche. il rougit avec une énergie extrême la teinture de Tournesol.

Acide Sulfurique

de petits fragments de bois plongés dans de l'acide sulfurique concentré noircissent sur le champ. au bout d'un certain tems ils sont entierement charbonnés et l'acide a sensiblement augmenté de volume et de poids. cette augmentation est due à une certaine quantité d'Eau qui s'est formée par la réaction de l'acide sur les principes de la matière végétale soumise à l'Expérience. ces principes sont l'oxigène l'hydrogène et le carbone; puisqu'il y a du carbone mis à nud et de l'eau de formée, il faut admettre que l'acide sulfurique dispose tellement les elements de la matière végétale, qu'il les determine à se combiner differemment; et qu'il se forme de l'Eau en raison de la grande attraction de l'acide pour ce corps. ce qui le prouve encore, c'est que si pour l'expérience précedente on emploie ~~de~~ l'acide sulfurique affoibli au lieu de l'employer concentré, le bois n'éprouvera aucune altération

On peut d'ailleurs montrer la grande attraction de l'acide pour l'Eau, en l'exposant à un air humide, au bout d'un certain tems on voit qu'il a absorbé une q^té^ d'Eau égale à son poids.

L'acide sulfurique exposé à découvert à l'air, se colore de la suite des particules organiques qui voltigent continuel^t^ dans l'atmosphère; elles se pp̄tent sur l'acide et s'y charbonnent.

Lorsqu'on mêle de l'Eau et de l'acide sulfurique, à P.E. ~~alegea~~ les deux liquides se penetrent occuppent en somme moins de volume que lorsqu'ils étoient séparés, et il se dégage ~~beaucoup~~ une ~~quantité~~ de Calorique capable de faire monter le Thermometre à plus de 80°.

Si on se sert de Glace au lieu d'Eau, il y aura dégagement

ou absorbtion de calorique suivant les proportions qu'on en emploiera.

Ainsi par exemple si on mêle 4 parties de glace avec 1 partie d'acide, la glace en se fondant fera descendre le Thermomètre à −18°. Si on prend des doses Inverses, le Thermomètre montera sensiblement parce qu'alors la quantité de calorique ~~dégagée par~~ absorbée par le passage de la Glace à l'Etat liquide est moins grande que la quantité qui se dégage par l'union de l'Eau avec l'acide.

Enfin en traitant l'acide Sulfurique par beaucoup de corps combustibles, on le decompose. nous citerons l'hydrogène, le Charbon, le Phosphore &c... l'acide Sulfurique se décompose même Immédiatement ~~par l'action du calorique~~ à une température très Elevée. dans toutes ces décompositions, on le ~~[illegible]~~ Sépare en oxigène et en acide Sulfureux.

L'acide Sulfurique est le plus employé de tous les acides. il l'est dans les fabriques d'alun, de Sulfate de fer, dans la teinture pour dissoudre l'Indigo. c'est par son moyen qu'on se procure tous les autres acides; enfin c'est un puissant Réactif.

23e Leçon
(25 Janvier 1809)

Outre les acides examinés jusqu'ici, on en connoît encore trois dans lesquels on n'a pas encore pu démontrer la présence d'un Radical combustible mais que par analogie on croit comme les autres formés par la combinaison d'un radical de cette nature avec l'oxigène.

Ces acides sont l'acide Muriatique, l'acide Muriatique oxigéné formé par la combinaison du précédent avec l'oxigène, enfin l'acide Fluorique.

Acide Muriatique

De L'Acide Muriatique

L'acide Muriatique est très répandu dans la Nature.
On le trouve dans le Sel Marin ou Sel Gemme combiné à la Soude et formant ainsi un muriate de Soude.
On le trouve aussi souvent combiné à la magnésie et à la chaux, rarement à la Potasse, jamais pur.
On le retire donc de ses combinaisons l'Intermède dont on se sert est l'acide Sulfurique.
La manière la plus simple de se procurer l'acide Muriatique consiste à mettre du muriate de Soude desséché et fondu dans une cornue tubulée que l'on place sur un bain de sable et à laquelle on adapte un tube conduisant dans une cuve à Mercure. par la tubulure de la cornue on y introduit de l'acide Sulfurique concentré. l'action est très vive, l'acide Sulfurique s'empare de la Soude l'acide muriatique mis à nud passe à l'état gazeux sous la cloche dont on recouvre l'extrémité du tube.
L'acide muriatique est donc gazeux. ce gaz est Invisible, est Impropre à la combustion et à la respiration: il rougit fortement le tournesol, a une odeur très piquante, et n'éprouve aucune altération de la part de la lumière, du calorique et des corps combustibles.
Il a une très forte attraction pour l'Eau. il forme un nuage blanc par son contact avec l'air dont il condense l'humidité. Son attraction pour l'Eau est si grande qu'à l'État de gaz Invisible et le plus desséché possible, il contient encore le quart de son poids d'Eau, laquelle paroit être comme un de ses principes à l'état aériforme

Si on fait passer un peu d'Eau dans une cloche contenant du gaz acide muriatique pur, l'absorbtion est prompte et entière.. Si on transporte une Eprouvette pleine de ce gaz de dessus le mercure dans un vase contenant de l'Eau, l'absorbtion sera si prompte que l'Eau semblera s'élancer dans le vide.

Si on fait passer un morceau de glace dans une éprouvette contenant du gaz acide muriatique, la glace se fondra de suite et l'absorbtion aura lieu. il n'y a pas une quantité appréciable de calorique dégagée ou absorbée.

Lorsqu'on veut obtenir l'acide muriatique en dissolution dans l'Eau voici le moyen que l'on peut employer.

On prend un grand Matras en verre. après y avoir introduit six livres de Muriate de soude desséché et fondu, on y adapte un bouchon percé de deux trous, a l'un desquels on place un tube recourbé en S et à l'autre un tube recourbé à angle droite (le matras est posé sur un bain de sable). on fait plonger le tube recourbé à angle droite dans de l'Eau contenue dans un petit flacon à trois tubulures cette Eau est destinée à laver le gaz qui s'échappe de ce 1er flacon par un autre tube recourbé et vient se liquéfier dans l'Eau du 2d. à la suite de ce 2e flacon on peut en mettre un 3e et un 4e. le tout étant convenablement disposé et luté, on verse peu à peu quatre livres d'acide sulfurique concentré par le tube en S. l'Effervescence est vive; l'air se trouve d'abord chassé et bientôt tout le gaz qui se dégage se dissout dans l'Eau des flacons.

Acide Muriatique

Lorsque le dégagement se ralentit, on allume du feu sous le matras et on l'entretient ~~le terme~~ jusqu'à ce que tout l'acide muriatique soit dégagé.

Nous recommandons de prendre du muriate de soude fondu au feu, parce qu'à la température à laquelle il a été exposé, les nitrates ont été décomposés, de sorte qu'on ne risque pas d'avoir de l'acide muriatique coloré.

L'acide muriatique ainsi liquéfié par l'eau est incolore très acide, ~~et~~ fumant à l'air lorsqu'il est concentré enfin jouissant de toutes les propriétés de l'acide muriatique.

le Calorique en dégage du gaz acide Muriatique.

L'acide muriatique n'étant ~~pas~~ décomposé par aucun corps combustible ce n'est que par analogie qu'on le suppose composé d'oxigène et d'un corps combustible.

Acide Muriatique Oxigéné

L'acide muriatique peut se combiner à l'oxigène, non pas lorsqu'ils sont ~~tous~~ à l'état gazeux, car alors ils restent mélangés, mais bien lorsque n'étant pas encore gazeux ils se dégagent simultanément de leurs combinaisons solides ou liquides.

C'est ainsi qu'en mettant dans une phiole de l'oxide de manganèse et de l'acide muriatique liquide, et ~~en~~ chauffant, on en dégage une vapeur jaunâtre d'acide muriatique oxigéné que l'on peut au moyen d'un tube conduire sous une cloche pleine d'eau

Il y a dans cette action deux forces à considérer ; l'attraction de l'acide pour l'oxigène et l'attraction de l'acide pour l'oxide de manganèse au minimum d'oxidation, de sorte qu'on peut concevoir l'acide muriatique divisé en deux parties dont l'une se combine à l'excès d'oxigène de l'oxide et s'échappe sous la forme de gaz et dont l'autre se combine à

l'oxide desoxigéné et forme un muriate de Manganèse qui reste dans la phiole. (1)

Le Procédé employé en grand pour se procurer l'acide muriatique oxigéné diffère de celui que nous venons de donner, en cequ'au lieu de mettre directement l'acide muriatique en contact avec l'oxide de manganèse, on met le mélange propre à le former, ou mieux il ne diffère du procédé employé pour obtenir l'acide muriatique qu'en cequ'on ajoute au muriate de Soude de l'oxide de manganèse.

Supposons donc de même un grand matras auquel sont adaptés deux tubes l'un recourbé en S et l'autre recourbé à angle droit communiquant avec une suite de flacons de Woolf presqu'entièrement remplis d'Eau.

on a d'abord Introduit dans le matras un mélange de quatre Parties de Sel avec 1 Partie d'oxide noir de manganèse; lorsque l'appareil est monté et bien luté on Introduit peu à peu dans le matras 2 Parties d'acide Sulfurique étendues de 2 Parties d'Eau.

On Etend l'acide d'Eau, sans quoi l'action seroit trop vive, et l'acide trop brusquement dégagé n'auroit pas le tems d'agir sur l'oxide et resteroit en partie à l'Etat d'acide muriatique simple.

Avec l'acide Sulfurique étendu d'Eau, le Sel se décompose

---

(1) Les métaux ne sont dissolubles dans les acides qu'autant qu'ils sont oxidés. cette dissolution exige encore souvent un certain dégré d'oxidation audessous ou audessus duquel la combinaison n'a pas lieu. c'est ainsi que dans ce cas ci, l'oxide de Manganèse est Insoluble dans l'acide muriatique et a besoin de perdre une partie de son oxigène pour s'y dissoudre

Acide Muriatique Oxigéné

également, mais l'acide muriatique retardé × dans sa gazéification × par son attraction pour l'Eau, agit sur l'oxide, devient acide muriatique oxigéné et se dégage.

Le Résidu de cette opération offre un mélange de Sulfate de Soude, de Sulfate de manganèse, de muriat de Soude et d'oxide de manganèse non décomposé.

Il suffit donc pour former de l'acide muriatique oxigéné de mettre l'acide muriatique en contact avec l'oxigène condensé dans un corps qui puisse facilement le céder.

C'est ainsi que les oxides rouge et puce de Plomb traités par l'acide muriatique en dégagent de l'acide muriatique oxigéné.

L'acide Chromique produit le même effet et repasse à l'Etat d'oxide vert.

Enfin lorsqu'on mêle de l'acide nitrique et de l'acide muriatique blanc et concentrés; même à froid, l'acide nitrique se décompose et forme de l'acide nitreux, l'acide muriatique s'oxigène et la liqueur se colore en jaune par le mélange des acides nitreux et muriatique oxigéné. Si on chauffe cette liqueur dans une phiole à laquelle on ~~adaptera~~ a adapté un tube plongeant sous une Cloche pleine d'Eau, les deux gaz acides se dégageront sous la forme d'une vapeur orangée. cette vapeur se décomposera en passant dans l'Eau; l'acide nitreux s'y dissolvera et l'acide muriatique oxigéné viendra seul occuper la partie supérieure de la Cloche.

On doit donc regarder l'Eau regale comme une combinaison d'acide nitreux et d'acide muriatique oxigéné. c'est à la présence de ces deux acides facilement désoxigé-

24e Leçon

Propriétés de l'Ac: Muriatique Oxig:

-nable que ce liquide doit la propriété de dissoudre l'or, propriété que n'ont pas les acides nitrique et muriatique séparés.

L'acide muriatique oxigéné est gazeux à la température de notre atmosphère. ce gaz se distingue de tous les autres en ce qu'il est visible et coloré en vèrd. son odeur est très forte, particulière et sert à le faire reconnoître ~~tout~~ lorsqu'étendu de plusieurs autres gaz, sa couleur cesse d'être sensible. sa saveur est aussi très forte.

Il détruit très promptement toutes les couleurs bleues végétales et en cela son action diffère de celle des autres acides.

Si on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique, par exemple, à de la teinture de tournesol, cette teinture rougira, parce qu'il s'est formé une combinaison de l'acide avec le principe colorant, laquelle est rouge au lieu d'être bleue: mais le principe colorant ne sera pas détruit, et on pourra le faire reparoître sous sa couleur bleue en versant dans la liqueur un alcali qui s'empare de l'acide, et remet le principe colorant à nud.

Si on verse de l'acide muriatique oxigéné dans de la teinture de tournesol, la couleur disparoitra entièrement et ne reparoitra pas en saturant l'acide par un alcali.

Ce fait est facile à expliquer. Le principe colorant comme toutes les matières végétales est composé d'oxigène d'hydrogène et de carbone réunis en combinaison triple parce que le 1er ne se trouve pas en assez grande quantité pour changer l'hydrogène en eau et le carbone en acide carbonique. Si on présente à ces trois corps réunis le surcroît d'oxigène nécessaire à la formation de ces

Acide Muriatique Oxigéné

nouveaux produits, ~~en trois corps~~ ils se formeront et on obtiendra au lieu de la matière végétale de l'Eau et de l'acide Carbonique.

C'est ce que fait l'acide muriatique oxigéné. ~~il tient peu à l'eau mais d'oxigène~~ l'acide muriatique tient peu à l'oxigène ; le principe colorant a une grande tendance à s'y combiner, dès qu'on les met en contact, la décomposition de l'acide doit avoir lieu et il doit y avoir d'une part formation d'acide muriatique simple et de l'autre destruction du principe colorant et formation d'Eau et d'acide Carbonique.

Il en est de même de l'action de l'acide muriatique oxigéné sur l'encre faite par la combinaison de l'acide gallique avec l'oxide de fer.

Si dans une solution de sulfate de fer, on verse de la teinture de noix de galle, le sulfate de fer sera décom-posé et il se formera un pp[té] noir très abondant de gallate de fer. c'est ce pp[té] noir qui forme la base de l'Encre. si on verse de l'acide muriatique oxigéné dans la liqueur, l'acide gallique sera décomposé, et alors la couleur devra disparaître il se formera de l'eau de l'acide carbonique, et de l'acide muriatique simple qui se combinera à l'oxide de fer et le dissoudra, de sorte que la liqueur deviendra transparente et presqu'incolore.

C'est par une application de la même théorie que l'on fait si utilement servir l'acide muriatique oxigéné au blanchiment des toiles de laine et de coton.

Le tissu étant bien moins décomposable que la matière colorante qui le salit : celle ci seule se décompose et le tissu blanchit.

On fait aussi servir l'acide muriatique oxigéné à blanchir les vieilles estampes, les livres et à enlever les taches d'encre qui s'y trouvent. ces taches disparoissent et la gravure ou l'impression reste intacte, parce que la base de l'encre d'imprimerie est le charbon corps indestructible par l'acide muriatique oxig:

voici comme on peut faire une encre indestructible par l'acide muriatique oxigéné.

On forme une espèce de savon en faisant chauffer un mélange de résine et de potasse avec un peu d'eau ; on étend ce savon dans une qté d'eau convenable on y fait dissoudre de la gomme et on y divise du noir de fumée.

On agite cette encre lorsqu'on veut s'en servir.

Détruit les Miasmes Putrides

L'acide muriatique oxigéné est le préservatif le plus certain des miasmes putrides. il agit de même comme ~~dessus~~ sur les substances végétales il les détruit entièrement. Ces miasmes sont composés d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'un peu d'oxigène ; la nouvelle dose d'oxigène que leur présente l'acide muriatique oxigéné détruit totalement l'union de ces principes. il se forme de l'eau et de l'acide carbonique.

Dans ces derniers tems on a présenté l'acide nitrique, comme pouvant produire le même effet. ~~a~~ mais cet acide étant liquide, ne peut se répandre aussi facilement dans tous les endroits d'un lieu infecté, ou il faudroit en volatiliser une quantité très considérable ce qui pourroit avoir d'autres inconvénients par rapport aux objets contenus dans ce lieu.

Acide Muriatique Oxigéné

On a aussi proposé l'acide muriatique ; mais cet acide n'étant pas susceptible de céder de l'oxigène aux substances animales, n'agit sur un petit nombre que par la réaction qu'[il] opère dans leurs principes ~~par~~ son attraction pour l'Eau

Enfin on a tenté le gaz acide nitreux lequel jouit bien à la verité de la propriété de se décomposer en cédant son oxigène aux matières végétales et animales, mais qui d'un autre coté, rend l'air qu'il avoit sanifié d'abord irrespirable, en absorbant l'oxigène qui lui est nécessaire pour repasser de l'Etat d'oxide à l'Etat d'acide nitreux

Il faut donc s'en tenir à l'acide Muriatique oxigéné. le Meilleur moyen de Desinfecter une salle, consiste à mettre au milieu un vase contenant un mélange de Muriate de soude et d'oxide noir de manganèse dans les proportions que nous avons Indiquées. on y verse la quantité d'acide prescrite étendue de son poids d'Eau on ferme les portes et les fenêtres et on laisse la salle ~~ainsi~~ fermée pendant huit à Dix heures.

Action des Corps Combustibles.

Tous les corps Combustibles décomposent l'acide Muriatique oxigéné.

Le Gaz hydrogène le décompose même à froid, il se forme de l'Eau et de l'acide muriatique qui se combinent ensemble et forment du gaz acide Muriatique.

à Chaud ou seulement par le contact de la lumière solaire, l'action ~~est~~ se fait instantanément et est accompagnée d'une violente détonation.

le Gaz hydrogène sulfuré produit les mêmes Effets,

le Soufre se dépose.
Le Charbon plongé dans le gaz acide Muriatique oxigéné, brule sans dégagement de lumière; il se forme de l'acide carbonique et de l'acide Muriatique.
Si on fait passer du gaz acide muriatique oxigéné à travers du phosphore fondu, il sera absorbé entièrement et on aura pour résultat un corps liquide composé d'acide muriatique d'oxigène et de Phosphore.
Le Soufre offre le même résultat. Pour faire cette expérience on met dans une cornue le mélange propre à dégager du gaz acide muriatique oxigéné; ce gaz conduit par un tube recourbé vient se rendre dans du soufre en poudre impalpable placé au fond ~~d'un vase~~ d'une Eprouvette: il s'y décompose s'y combine, et on obtient un liquide jaune foncé, transparent, plus pésant que l'Eau qui est une combinaison triple d'acide Muriatique d'oxigène et de Soufre.
Ce liquide rougit la teinture de Tournesol parce qu'il contient un excès d'acide muriatique. mais d'après cela il est probable qu'il ne contient ni acide muriatique oxigéné ni acide Sulfureux(?)
Il est très facilement décomposable. ~~et~~ il l'est par l'Eau. on a pour résultats de cette décomposition; du Soufre qui se dépose, de l'acide muriatique et de l'acide sulfureux.
L'alcool et l'Ether détruisent aussi ce composé de la même manière en produisant une vive Ebullition.
Si on verse de l'ammoniaque dessus ce composé, il se produit un bruit remarquable et une vive effervescence avec dégagement d'une vapeur blanchâtre très dense et d'une odeur très désagréable. entr'autres produits il

Acide Muriatique Oxigéné

le poste du Soufre et il se forme de l'acide sulfureux et du muriate d'ammoniaque.

Plusieurs métaux parmi lesquels nous citerons l'arsenic et l'antimoine, pulvérisés et projettés dans du gaz acide muriatique oxigéné, produisent de vives étincelles suivies d'une vapeur blanche très epaisse qui bientot se solidifia. ~~cette mem~~

Ce degagement de lumiere est facile a concevoir, car ici non seulement l'oxigène mais encore tout l'acide muriatique passe de l'Etat gazeux à l'Etat solide, et on sait que la lumiere concourt ainsi que le calorique à la formation des fluides aëriformes

25e Leçon — De l'Acide Fluorique

Acide Fluorique

L'acide fluorique fut d'abord confondu avec l'acide muriatique Scheele apprit à les distinguer.

Cet acide se trouve assez frequemment ~~combiné~~ à la chaux, quelquefois à l'alumine.

Extraction

On l'extrait du fluate de chaux à l'aide de l'acide sulfurique. il y a deux choses à observer pour cela; d'abord que le fluate de chaux soit bien pur et privé de silice. Sans quoi l'acide s'uniroit à cette terre et l'entraineroit dans sa volatilisation tant est grande son attraction pour elle; il faut encore observer de ne pas se servir de vases de verre et cela par la même raison que l'acide ayant une grande attraction pour la silice, décompose corrode et detruit le verre qui en est formé. on ne peut non plus se servir de fer ni de cuivre que cet acide attaque très vite. on se sert de Plomb.



On commence par se procurer l'Instrument suivant lequel est formé de trois tubes de plomb. le 1er AB peut avoir deux pieds de long sur un pouce de diamètre il est fermé en B et ouvert en A. le Second CD. est recourbé et ouvert par les deux bouts. celui C est façonné en bouchon de manière à entrer par frottement dans l'extrémité A du 1er Tube. le 3e Tube a 3 ou 4 pouces de long sur 3/4 de pouce de diamètre. il est fermé en F et ouvert en E, de manière à recevoir l'extrémité amincie D du tube CD. ces trois tubes étant bien faits très épais et bien propres, on met au fond du 1er tube AB, 50 gram de fluate de Chaux bien pur et pulvérisé. on y verse 70 grammes d'acide Sulfurique très concentré et on agite avec une tige de fer pour opérer le mélange

alors on place l'extrémité C du 2d tube dans l'Extrémité A du 1er, on lute la Jointure AC, on dispose le tube obliquement dans un fourneau, on adapte le petit Tube EF qu'on entoure d'un mélange de glace et et de sel et qui sert de Récipient; on chauffe le 1er Tube.

à une Chaleur de 60 à 70°, l'acide Sulfurique décompose le fluate de Chaux, et l'acide fluorique se dégageant absorbe l'humidité du Tube fournie par la fixation de l'acide Sulfurique, et vient se condenser dans le petit récipient.

Il faut placer quelques Charbons sous la partie courbe AC de l'appareil pour empêcher que l'acide fluorique s'y condensant ne retombe dans le tube AB.

Propriétés

Cet acide est toujours liquide, il est très dense et oléagineux comme l'acide Sulfurique.

Acide Fluorique

quoiqu'on l'obtienne au moyen du feu, ~~cependant~~ une fois obtenu il y est entièrement fixe. il rougit très fortement le tournesol; il répand par son contact avec l'air une fumée très Epaisse due à l'humidité qu'il condense. si on verse dessus cet acide partie égale d'Eau, il la condense avec une si grande force que le calorique dégagé en fait entrer une partie en Ebullition.

Si on verse cet acide liquide sur du verre, il se decompose, le ronge le troue, en dissout la Silice, fait une vive Effervescence et passe à l'Etat gazeux.

Acide Fluorique Silicé

Ce gaz est Incolore, pésant, très acide, Eteint les bougies tue les animaux; c'est de l'acide fluorique tenant de la Silice en dissolution. Exposé à l'air, il en absorbe l'humidité, forme une vapeur très épaisse et laisse déposer de la Silice.

la Causticité de l'acide fluorique est très grande, il ronge et détruit les matières animales; une goutte à peine perceptible posée sur la peau, y fait bientot éprouver une piquure vive, une ~~douleur~~ ~~agitation~~ douleur insupportable, il se forme d'abord un point blanc puis une Cloche très considérable. Son action en cela est bien plus Intense que celle des acides Sulfurique et Nitrique, le 1er noircit la peau, le Second la Jaunit, mais en lavant de suite l'endroit touché avec de l'Eau, on n'éprouve aucun accident; tandis qu'on a beaucoup de peine à Eviter la brulure de l'acide fluorique

même en le lavant de suite avec une solution alcaline caustique. il paroît que c'est une combinaison qui se forme entre l'acide et la l'eau, combinaison très difficile à détruire.

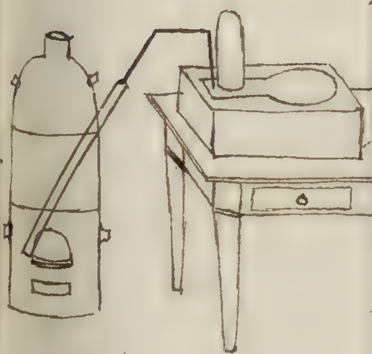
L'acide fluorique charbonne de suite toutes les matières végétales qu'on y plonge. cela tient à l'attraction extremement grande qu'il a pour l'Eau.

La Silice les Matières végétales et animales, ne sont pas les seules que l'acide fluorique puisse attaquer. Sa tendance à la combinaison est si grande qu'il agit sur toutes les terres, un grand nombre de sels, enfin sur quelques acides. il est susceptible de dissoudre une q^té plus ou moins grande de ces corps differents.

Acide Fluo-Borique

Son action sur l'acide Boracique est très grande et donne un produit très interessant à connoître.

On fait un mélange de 25 gram. d'acide Boracique bien pur et de 50 gr. de fluate de chaux également très pur. on l'introduit dans un tube de fer luté exterieurement, fermé par une Extremité, et ouvert par l'autre. on dresse ce tube obliquement dans un fourneau de reverbere de manière à ce qu'il sorte lateralement. on y adapte et on y lute un tube de verre recourbé que l'on fait plonger dans une cuve à Mercure.



On chauffe le fourneau de manière à tenir le tube de fer rouge pendant tout le tems qu'il se dégage du gaz que l'on recoit sous des cloches, après avoir laissé perdre l'air contenu dans le tube.

Dans cette opération une partie de l'acide Boracique

Acide Fluorique -
- Boracique

se combine à la Chaux et en dégage de l'acide fluorique lequel se combine à l'acide boracique restant et passe à l'Etat gazeux.

Le Gaz obtenu est donc un composé d'acide fluorique et d'acide Boracique; nous l'appellerons acide-fluorique -boracique ~~et~~ pour abréger acide-fluo-borique.

Propriétés

Ce Gaz est Invisible; moins acide que l'acide fluorique pur, ce qui peut ne pas étonner vu que cet acide y est comme neutralisé par un autre beaucoup plus foible. il ne rouge pas le verre; il n'agit pas sur la peau avec autant de force. néanmoins c'est encore un des acides les plus forts; il noircit sur le champ le papier qu'on y plonge, ce qui comme nous l'avons déja vu pour l'acide Sulfurique vient de la grande attraction qu'il a pour l'Eau.

C'est de tous les gaz le plus Soluble. il l'est même plus que l'acide muriatique. une seule goutte d'Eau Introduite dans le vase qui le contient en fait disparoitre 2000 fois son volume.

le liquide qui resulte de cette absorbtion, exposé au calorique, ne laisse échapper que 400 parties en volume de gaz acide fluo-borique la plus forte Chaleur n'en peut volatiliser davantage.

Ce liquide est très Epais, visqueux, très acide fixe au feu, Etherifie l'alcool enfin ressemble assez comme on le voit sous quelques rapports à l'acide Sulfurique

Le gaz acide fluo-borique mis en contact avec l'air dégage des vapeurs très Epaisses dues à ce qu'il en condense sur le champ l'humidité. mis en contact avec les gaz acides sulfureux et carbonique le même phénomène a lieu. mais il n'a plus lieu lorsqu'avant l'expérience on a ~~parfait~~ parfaitement desseché ces différents gaz sur du muriate de chaux.

Le gaz acide fluo borique n'a donc sur ces gaz d'autre action que celle de leur enlever leur Eau hygrométrique.

Tous les gaz, excepté trois, presentent cette condensation d'Eau d'où il faut conclure que tous les gaz excepté 3, contiennent de l'Eau hygrométrique c'est à dire de l'Eau qui y est Interposée comme elle l'est ~~***~~ dans l'air. cela nous conduit aussi à regarder le gaz acide fluo borique comme un puissant moyen hygrométrique.

Les trois gaz qui ne forment pas de nébulosités par le contact du gaz acide fluo borique, et que nous devons regarder par là comme ne contenant pas d'Eau hygrométrique sont le gaz ammoniaque, le gaz acide Muriatique, et le gaz acide fluorique silicé. nous y ajouterons celui qui nous occupe actuellement le gaz acide fluo-borique. cela vient probablement de ce que ces gaz ayant une très grande affinité pour l'Eau, ne peuvent ~~******~~ se trouver en contact avec la moindre qté, sans s'y combiner, mais en cessant d'être gazeux. c'est ainsi que ~~si~~ dans une cloche contenant un de ces gaz acides sur du mercure on fait passer une goutte d'Eau, cette Eau ne se dissolvera pas dans le gaz mais elle fera passer une partie du gaz à l'Etat liquide, et le gaz restant n'en contiendra pas.

de ce que les gaz ammoniaque et acide muriatique ne contiennent pas d'Eau hygrométrique, (c'est à dire dans l'état de simple Interposition), ce n'est pas une raison pour qu'il n'en contiennent

pas du tout; il est probable au contraire qu'ils en contiennent mais à l'Etat de combinaison, de sorte que cette Eau n'est pas sensible aux moyens hygrométriques: cette Idée n'est encore qu'une hypothèse par rapport au gaz ammoniaque; mais pour le gaz acide muriatique, il est bien prouvé qu'il contient le quart de son poids d'Eau à l'Etat de combinaison Intime peut être à l'Etat de ses principes.

C'est en raison de cette Eau que le gaz acide Muriatique que l'on fait passer sur du fer à la chaleur rouge, l'oxide s'y combine, et laisse dégager de l'hydrogène; si au lieu de fer on emploie un métal déja oxidé, ~~comme~~ de l'oxide de plomb, ou un qui n'absorbe que peu d'oxigène pour pouvoir se combiner à l'acide Muriatique, tel est l'argent, alors toute l'Eau ne sera pas décomposée, ou si on veut tous ses principes ne seront pas employés de sorte qu'on en obtiendra une quantité plus ou moins grande à l'Etat d'Eau.

D'après cela on ~~pourroit~~ regarder ~~[illegible]~~ le gaz acide Muriatique comme un composé d'Eau ou d'oxigène et d'hydrogène et d'un acide encore Inconnu à son Etat de pureté, ~~qui~~ lequel pourroit être lui même composé d'oxigène et d'un Radical Inconnu.

171

Calo

171.

(1er février)

26e Leçon

Résumé

Résumé sur les corps examinés jusqu'à présent.

Tous les corps que nous avons examinés jusqu'ici peuvent, étant considérés sous les différents rapports qu'ils ~~peuvent~~ ont avec le phénomène de la combustion être divisés en cinq sections.

La 1ere section comprend deux ~~fluides~~ fluides qui se trouvent ordinairement dégagés pendant la combustion, la Lumière et le Calorique.

La 2de section ne comprend que L'oxigène, ~~principe~~ agent indispensable de toute combustion.

La 3e renferme les corps simples combustibles non métalliques. il y en a 6. L'hydrogène, le Bore, le Carbone, le Phosphore, le Soufre et L'azote.

La 4e comprend les corps résultants de la combinaison des corps combustibles simples entr'eux; ce sont les Corps combustibles composés.

La 5e comprend les corps résultants de la combinaison de l'oxigène avec les corps combustibles; ils sont oxides ou acides.

Calorique et Lumière

Calorique et Lumière.

~~Fluides universellement~~ Répandus, existants dans tous les corps, mais dans une quantité absolue différente: paraissent nous venir du Soleil. Sont souvent dégagés simultanément par la combinaison des corps combustibles avec l'oxigène; s'obtiennent aussi ~~par la combinaison~~ quelquefois par la combinaison des corps entr'eux. La Lumière nous fait passer des ténèbres à la clarté; le Calorique en pénétrant les corps les dilate; ~~sur~~ il exerce sur les Etres vivants

une action que l'on désigne sous le nom de *Chaleur*.

Résumé

Oxigène — Oxigène
Se retire de l'oxide noir de Manganèse par le feu. Entretient et active la combustion. rallume les corps presqu'éteints est peu soluble dans l'eau et se distingue en cela du gaz oxide d'azote.

Azote — Azote.
S'obtient par la combustion rapide du phosphore dans l'air. n'a que des Propriétés négatives. est Invisible, Inodore, Insipide, n'altère pas la couleur du Tournesol, ne ppte pas l'Eau de Chaux.

Hydrogène — hydrogène
S'extrait de l'Eau au moyen du fer et de l'acide Sulfurique est très léger, Invisible, Inflammable, donne de l'Eau seulement par sa combustion.

Bore — Bore
non encore Étudié

Carbone — Carbone
est un des produits de la décomposition des matières végétales. est Solide, noir, fragile; passe tout entier à l'État d'acide carbonique par sa combustion dans le gaz oxigène. il paroit exister pur dans le Diamant.

Phosphore — Phosphore.
S'obtient par la décomposition du Phosphate de Chaux des os par l'acide Sulfurique, puis par la décomposition du Phosphate acide de Chaux qui en résulte par le Charbon. il a la consistance de la Cire. il répand à l'air une auréole visible dans l'obscurité. s'enflamme et brûle rapidement dans le Gaz oxigène à une température de 28°.

Soufre	Soufre. Solide, Jaune, Cassant; brûle avec une flamme bleue, forme par sa combustion un gaz acide d'une odeur très Irritante S'obtient par la Sublimation dans des vaisseaux clos des matières qui le contiennent.
Hydrogène Carbané	hydrogène Carboné. S'obtient en faisant passer du gaz hydrogène sur du Charbon à la température Rouge. est pesant, Invisible, Inflammable; donne par sa combustion de l'Eau et de l'acide Carbonique.
Hydrogène Phosphoré	hydrogène Phosphoré. Se dégage par la Chaleur d'un mélange de Chaux, de Phosphore et d'Eau. est décomposé par l'Eau. S'enflamme par le seul contact de l'air.
Hydrogène Sulfuré	hydrogène Sulfuré. S'obtient en décomposant l'Eau au moyen du Sulfure de fer et de l'acide Sulfurique. est Invisible, a une odeur fétide; est Inflammable par l'approche d'un corps en Ignition. laisse déposer du Soufre pendant sa Combustion.
Ammoniaque	hydrogène Azoté. non encore Etudié.
Carbure de Soufre	Carbure de Soufre. S'obtient en faisant passer du Soufre fondu sur du Charbon rouge. est liquide Incolore Diaphane, plus pesant que l'Eau néanmoins presqu'aussi volatil que l'Ether. est décomposé par le fer à la Chaleur rouge.
Phosphure de Soufre	Phosphure de Soufre S'obtient par la combinaison sous l'Eau Chaude du Phosphore avec le Soufre. est Liquide à +4°. non transparent, Epais, oléagineux, plus pesant que l'Eau.

Résumé
Eau

Eau

Oxide d'hydrogène. S'obtient pure en distillant celle qu'on trouve à la Surface du globe. ordinairement liquide, Incolore, transparente, Inodore, ne rougissant pas le Tournesol ne précipitant par les Sels de Baryte, ~~[illegible]~~ et le nitrate d'argent.

Acide Boracique

Acide Boracique.

acide très foible, parconséquent peu sapide et rougissant peu le Tournesol. Solide. ~~[illegible]~~ très Soluble à chaud, Cristallisable par le refroidissement en paillettes. fusible au feu en un verre transparent mais perdant ~~cette propriété~~ sa transparence à l'air.

Acide Carbonique

Acide Carbonique

très répandu dans la Nature, surtout combiné à la Chaux on l'obtient en le dégageant de cette combinaison par l'acide Sulfurique. est Invisible, peu sapide, non Inflammable, Impropre à la combustion et à la Respiration, rougit la teinture de Tournesol, trouble l'Eau de Chaux.

Oxide de Carbone

Oxide de Carbone

~~est~~ gazeux, Invisible, irrespirable, Impropre à la combustion, Inflammable ne donnant que du gaz acide carbonique par sa combustion.

Acide Phosphorique

Acide Phosphorique

fusible, fixe au feu, vitrifiable. verre deliquescent. Liquide Incolore, oléagineux, très pesant; donne du Phosphore par sa décomposition avec du Charbon.

Acide Phosphoreux

Acide Phosphoreux

Liquide Incolore; le Calorique en dégage du Phosphore qui s'enflamme à sa Surface, et le fait passer à l'état d'acide Phosphorique.

Oxide de Phosphore.

Oxide de Phosphore — Blanc. Se forme à la Surface du Phosphore conservé sous l'Eau. combustible; forme par sa combustion de l'acide Phosphoreux.

Acide Sulfurique — Acide Sulfurique.

S'obtient en grand par la combustion du Soufre, auquel on a ajouté un huitième de nitrate de Potasse dans cette Opération le gaz oxide nitreux provenant de la décomposition du nitrate, devient acide nitreux par le contact de l'air qu'il trouve dans les Chambres de Plomb destinées à cet Usage. l'acide nitreux fait passer l'acide Sulfureux formé par la combustion du Soufre à l'Etat d'acide Sulfurique. cet acide Sulfurique condensé par l'Eau, concentré et Purifié offre un liquide Incolore oléagineux très pésant, rougissant fortement la teinture de Tournesol et formant avec les dissolutions de Baryte un ppté Insoluble dans tous les acides. il est décomposé par le charbon et devient acide Sulfureux.

Acide Sulfureux — Acide Sulfureux

S'obtient sous deux états; ou gazeux ou dissous dans l'Eau. S'obtient gazeux en décomposant l'acide Sulfurique par le mercure et recevant le gaz dans des cloches pleines de mercure; S'obtient liquide en décomposant l'acide ~~matière~~ Sulfurique par le Charbon et recevant le gaz dans des flacons contenant de l'Eau.

L'acide Gazeux est Invisible, impropre à la combustion, d'une odeur Irritante et suffocante très remarquable, rougit le Tournesol. L'acide Dissous dans l'Eau —

Résumé

ett Incolore, se dégage par l'action du calorique et jouit d'ailleurs de ses autres pptes.

Acide Nitrique

Acide Nitrique
S'obtient en décomposant le nitrate de Potasse par l'acide sulfurique ou par l'argile. est Incolore et très pesant lorsqu'il est concentré. fume à l'air, et dégage des vapeurs rutilantes lorsqu'on le décompose par les substances métalliques.

Acide Nitreux

Acide Nitreux
est Gazeux ou dissous soit dans l'Eau soit dans l'acide Nitrique. est d'un rouge très foncé, qui le distingue de tous les autres gaz et acides. rougit le Papier de Tournesol

Gaz oxide Nitreux

Gaz Nitreux
Invisible, Ne rougit pas le Tournesol, devient rutilant par son contact avec l'air.

Gaz oxide d'Azote

Oxide d'azote
Invisible, Inodore, ne rougit pas la teinture de Tournesol, ne pptte pas l'Eau de Chaux, avive la combustion comme le Gaz oxigène, mais s'en distingue facilement par sa solubilité dans l'Eau. S'obtient en décomposant le Nitrate d'ammoniaque par le feu.

Air Atmosphérique

Air atmosphérique.
Fluide Elastique, Invisible, Inodore, Insipide, n'altérant pas la teinture de Tournesol, pptant à la longue l'Eau de Chaux, n'avivant pas la Combustion qui peut y durer quelque temps. ~~[illegible]~~ est plutot un mélange

quième combinaison d'oxigène et d'azote; on reconnoit la proportion de ses principes au moyen de l'Eudiomètre de Volta.

Acide Muriatique

Acide Muriatique.

Gaz Invisible d'une odeur pénétrante; rougit le tournesol, est Impropre à la combustion et à la respiration; a une très grande attraction pour l'Eau et forme en s'y condensant un liquide Incolore, fumant à l'air, ayant une odeur pénétrante et formant avec la dissolution nitrique d'argent un précipité Insoluble dans tous les acides.

Acide Muriatique Oxigéné

Acide Muriatique oxigéné.

Gaz visible, coloré en vert, peu Soluble dans l'Eau, détruisant les couleurs végétales. on l'obtient en décomposant par l'acide Sulfurique du muriate de Soude auquel on ajoute de l'oxide de Manganèse. il est très odorant.

Acide Fluorique

Acide Fluorique.

Liquide Incolore oléagineux très pésant, dégageant des vapeurs très épaisses par le contact de l'air; corrode le verre en dissolvant la Silice et devient gazeux.

Ce gaz est Invisible, fume à l'air, en condense l'Eau et laisse déposer de la Silice.

L'acide Fluorique peut aussi se combiner à l'acide Boracique et former avec lui un fluide Elastique Invisible, fumant fortement à l'air; charbonnant le papier qu'on y plonge et ayant encore plus d'affinité pour l'Eau que l'acide Muriatique.

27e Leçon

Bâses Salifiables

Des Bâses Salifiables

Après avoir examiné le phénomène de la Combustion; les corps qui peuvent en être le Sujet et ceux qui en sont les Résultats; nous allons nous occuper d'une autre Série de Corps qu'on désigne sous le nom de Bâses salifiables parceque ces corps combinés avec les acides, donnent naissance à de nouvelles Substances qu'on a appellées Sels.

C'est ainsi que le Sel marin ou Sel de Cuisine, est formé par la combinaison de l'acide muriatique avec la Soude, et que le Gypse ou Sélénite est un Sel formé par la combinaison de l'acide Sulfurique avec la Chaux.

Mais avant de passer à l'histoire de ces Bâses, il ne sera pas inutile de remarquer un Phénomène qu'elles présentent dans leur combinaison avec les acides. les Sels qui en résultent, ont des propriétés tout à fait différentes de celles de leurs composants. c'est ainsi que nous voyons tous les alcalis, et surtout la Potasse et la Soude, être si caustiques qu'ils dissolvent et désorganisent les substances animales; de même plusieurs acides sont si corrosifs qu'ils les détruisent entièrement; et si nous mêlons un acide avec un alcali, par exemple l'acide Sulfurique avec la Potasse, leurs propriétés si actives disparoîtront, et le Sel qu'ils formeront n'aura qu'une Saveur Salée mêlée d'amertume.

On appelle ~~cette~~ Neutralisation cette action réciproque des acides et des alcalis, par laquelle chacun des deux semble ~~annuller~~ anéantir ou paralyser les propriétés de l'autre.

D'après cela on conçoit qu'en mêlant en deux genres

179

de corps dans des proportions convenables, on peut arriver à un point où le composé quoique formé d'acide et d'alcali n'offrira plus aucune des propriétés de l'un ni de l'autre pris séparément.

Pour prouver ce que nous avançons, faisons connaître une propriété caractéristique des alcalis et qui puisse nous les faire distinguer des acides. déjà nous savons que tous les acides rougissent la teinture de tournesol et le papier qui en est teint. on se sert de cette pp^té pour rougir de petites bandes de papier d'abord teintes en bleu par le tournesol; ces petites bandes colorées en rouge servent à reconnoître la présence d'un alcali libre dans une liqueur, car si on les y plonge, elles reviennent de suite à leur première couleur. tous les alcalis produisent cet effet très promptement.

Cette propriété connue, mettons dans un verre de l'acide sulfurique, plongeons y le papier bleu, il rougit; dans un autre verre mettons de la potasse caustique laquelle bleuit le papier rouge, de plus ces deux liqueurs cautérisent la peau; mêlons les en tatonnant, nous pourrons arriver à un point que si nous y plongeons les deux papiers ils n'indiqueront plus la présence ni de l'acide ni de l'alcali, et que si nous goutons la liqueur elle n'aura plus qu'une saveur salée amère.

Remarquons ici que ce sont les bases les plus caustiques qui neutralisent le mieux les acides, et reciproquement.

Les bases salifiables sont donc des corps qui en se combinant aux acides, en neutralisent les pp^tés et forment de nouveaux corps nommés Sels.

On connoissoit autrefois peu de bases salifiables, ou du moins on n'en admettoit que cinq différentes, qui

Bâses Salifiables

étoient la Silice, l'alumine, la Chaux, la Soude et l'ammoniaque; mais depuis que les moyens d'analyse se sont multipliés, on en a découvert 7 autres.

Parmi les Bâses Salifiables il y en a qui sont Solubles dans l'Eau et très caustiques, et d'autres qui sont Insolubles et Insipides. on les a pour cela divisées en deux Sections, que l'on pourroit en quelque sorte comparer à celles des acides et des oxides.

La 1ere Section des Bâses Salifiables renferme celles qui sont, non seulement sapides mais ~~xxxx~~ caustiques, Solubles dans l'Eau et verdissent la couleur bleue de la violette et de la Mauve. on les nomme Alcalis

il y a 6 alcalis que nous rangerons dans l'ordre de la tendance qu'ils montrent à se combiner aux acides. ils sont la Baryte, la Potasse, la Soude, la Strontiane, la Chaux et L'Ammoniaque. le mot alcali étoit d'abord le nom spécifique de la Soude le 1er qui a été connu, il est ensuite devenu un nom générique.

La 2de Section des Bâses Salifiables comprend celles qui sont Insipides, Insolubles et qui n'altèrent pas la couleur des violettes, on les nomme Terres parce qu'en effet on les confondoit d'abord avec la Terre proprement dite dont elles ont l'Insolubilité et l'Insipidité. elles sont aussi au nombre de Six que nous rangerons de même d'après leur rang d'attraction pour les acides, ainsi qu'il suit : la Magnésie, l'Alumine, la Glucine l'Ittria, la ~~Zxxxx~~ Zircône et la Silice.

De la Baryte:

La Baryte a été découverte par Schéele dans l'oxide noir de manganèse en même temps que ce métal. on l'a depuis trouvée en très grande quantité combinée à l'acide sulfurique et formant avec lui le Spath pésant; elle existe aussi mais en moindre quantité combinée à l'acide carbonique.

Extraction

c'est donc du Spath pésant ou Sulfate de Baryte qu'on la retire le plus ordinairement. le procédés que l'on employe est long et ~~Compliqué~~; et il ne ~~peut~~ peut en être autrement ce Sulfate de Baryte étant Insoluble dans l'eau dans les acides, et formé par la combinaison de l'alcali qui tient le plus aux acides avec l'acide Sulfurique dont le radical tient assez fortement à l'oxigène.

Quoiqu'il en soit c'est ce dernier corps qu'on en sépare le 1er, au moyen d'un corps plus combustible que le Soufre.

Pour cela on Pulvérise très fin le Sulfate de Barytes on le mêle avec un Sixième de son poids de Charbon également reduit en poudre très fine. on met le tout dans un creuset que l'on recouvre de son couvercle, et on chauffe le creuset le plus violemment possible ~~dans~~ au feu de reverbère. ~~on~~ au bout de deux heures, on retire du feu et on a une masse noire friable qui est de la baryte unie au soufre et mêlée à un reste de Charbon.

Dans cette opération le Charbon s'empare de l'oxigène de l'acide Sulfurique et se dégage à l'Etat d'acide carbonique. la Baryte ayant une assez grande attraction pour le Souffre, l'empêche de se volatiliser et s'y combine.

Maintenant pour Séparer le Souffre de la Baryte quel moyen employer? ce ne sera pas le calorique, puisque tout à l'heure le Souffre s'est combiné à la baryte au lieu de se volatiliser. voici le moyen que l'on employe.

On reduit le Sulfure ainsi obtenu en poudre; on le délaye

Baryte

dans de l'Eau. une certaine qté de cette Eau se décompose, son oxigène se porte sur une partie du souffre, forme de l'acide sulfurique et régénère du sulfate de Baryte, l'hydrogène se porte sur l'autre partie du souffre et de la Baryte et forme de l'hydrosulfure de Baryte. dans cet hydrosulfure l'hydrogène sulfuré tient peu à la Base; on verse dans la liqueur de l'acide nitrique; l'hydrogène sulfuré se dégage, et il se forme du nitrate de Baryte; ce nitrate est soluble tandis que le sulfate de Baryte et le Charbon que contient encore la liqueur sont insolubles; on filtre, la liqueur filtrée ne contient plus que du nitrate de Baryte; on l'évapore presqu'à sicité; on laisse refroidir, le nitrate se prend en masse; on le casse et on le fait égoutter pour ensuite le reduire en poudre. on en remplit un Creuset qu'on expose à un feu violent.

On se rappelle que nous avons dit, que toutes les fois lorsqu'on expose à l'action du calorique un corps tellement composé qu'il puisse resulter des gaz de sa décomposition, toujours cette Décomposition a lieu. le Nitrate de Baryte est dans ce cas; un de ses principes l'acide nitrique est composé d'oxigène et d'azote qui tiennent peu l'un à l'autre et dont l'Etat habituel est l'Etat gazeux, ce sel doit donc se décomposer par la Chaleur: son acide se décompose et disparoit, la Baryte reste pure et en masse poreuse à cause de la grande quantité de Gaz qui l'a traversée.

On peut encore obtenir la baryte en décomposant le carbonate de Baryte par le Charbon qui comme nous l'avons vu décompose l'acide carbonique à l'ai

du Calorique. il se dégage du gaz oxide de carbone et on a pour résidu de la Baryte mêlée de Charbon. On la fait dissoudre dans l'Eau, on filtre, on évapore et on fait cristalliser; mais ce moyen n'est pas usité.

Propriétés

La Baryte pure est très Blanche, elle verdit fortement la teinture de violettes; elle a une saveur très âcre, elle cautérise la langue, elle est infusible par elle même et elle pèse quatre fois plus que l'Eau.

La Baryte ne s'unit pas à l'hydrogène au carbone et à l'azote, mais elle peut se combiner au Soufre et au Phosphore. ces combinaisons se nomment Sulfure et Phosphure de Baryte.

On vient déja de voir que le Sulfate de Baryte décomposé par le Charbon donnoit du Sulfure de Baryte, et même c'est ainsi qu'on le fait ordinairement; mais lorsqu'on veut l'obtenir bien pur, il faut le faire directement en combinant le Soufre et la Baryte. ce qui peut se faire dans un Creuset.

Le Phosphure de Baryte est plus difficile à faire. voici comme il faut s'y prendre.

On met dans un tube de verre fermé par un bout quelques morceaux de Phosphore, on met par dessus autant de Baryte en poudre, on lute le tube afin qu'il puisse supporter le feu. on le passe verticalement à travers la grille d'un foyer de fourneau de manière que la Baryte se trouve reçevoir l'action immédiate du feu, (le Phosphore étant au dessous du foyer). on fait rougir le tube, la baryte rougit bientot elle même, et alors le phosphore se fond se volatilise et se combine avec la baryte en passant à travers.

Le Phosphure pulvérisé et jetté dans de l'Eau,

~~et~~ la décompose, il se forme du Phosphate de Baryte et du gaz hydrogène Phosphoré lequel se dégage et s'enflamme par le contact de l'air.

Lorsqu'on met de la Baryte bien calcinée en poudre dans un peu d'Eau, elle la Solidifie de suite et en dégage beaucoup de Chaleur.

Exposée à l'air elle en absorbe peu à peu l'~~Causticité~~, celle-ci s'interpose entre ses particules, les divise et la Baryte devient pulvérulente. cette baryte a alors beaucoup perdu de sa causticité, ce qui tient plus à l'Eau qu'à l'acide carbonique qu'elle auroit pu absorber: car lorsqu'on porte la Baryte calcinée sur la langue, il y a certainement deux effets; d'abord la saveur propre de la Baryte, puis l'Intensité du calorique qui se dégage de l'Eau qui humectoit la langue et qui se trouve en un Instant Solidifiée par l'alcali.

la Baryte est beaucoup plus soluble dans l'Eau chaude que dans l'Eau froide; elle cristallise par le refroidissement

sa Solution est moins caustique que celle de la Potasse sans doute parce qu'il y a moins d'alcali, sous une même masse.

la Solution de baryte forme avec l'acide sulfurique un précipité Insoluble dans les acides nitrique et muriatique. c'est du Sulfate de baryte qui se forme.

la baryte dissoute dans l'acide Muriatique, forme un sel Soluble qui cristallise en lames carrées; ces deux caractères distinguent la baryte de toutes les autres bases salifiables.

la Baryte sert en Chimie comme réactif; le Muriate de Baryte est un poison et sert comme mort aux Rats

18e Leçon

Strontiane

De la Strontiane

Comme la baryte la Strontiane se trouve souvent à l'Etat de Sulfate et rarement à l'Etat de carbonate, on ne l'a pas encore trouvée pure. on l'a très longtems confondue avec la baryte, Mr Klaproth l'en distingua en 1784.

la Strontiane se retire du Sulfate par le même moyen que la baryte; on met ce Sulfate en poudre, on le traite par de l'acide Muriatique foible afin de lui enlever le carbonate de Chaux et l'oxide de fer qu'il contient toujours. (il faut aussi prendre cette précaution pour le Sulfate de baryte, nous avons oublié de le dire). on lave à l'Eau le résidu qui est du Sulfate de Strontiane pur et on le fait Secher. on le mêle avec un sixieme de Charbon en poudre et on arrose le mélange d'un peu d'huile; on met le tout dans un creuset que l'on couvre de son couvercle, et après deux heures d'exposition à un feu très violent, on en retire le Sulfure de Strontiane, mêlé de Charbon. on pulvérise ce Sulfure, on le delaye dans de l'Eau, il se forme un peu de Sulfate de Strontiane et de l'hydrosulfure de Strontiane; ce dernier est soluble, on filtre la liqueur; on y verse de l'acide nitrique qui décompose l'hydrosulfure et en dégage de l'hydrogène sulfuré et en ppte du soufre; il faut avoir la précaution d'Enflammer le gaz à mesure qu'il se dégage afin de ne pas en être incommodé; (il brule avec une flamme purpurine). on filtre la liqueur qui ne contient plus que du nitrate de Strontiane; on la fait évaporer à siccité, on calcine fortement le residu et on obtient la Strontiane pure. comme la baryte elle est en masse poreuse en raison des gaz qui l'ont traversée.

La Strontiane ressemble entièrement à la Baryte quant à ses propriétés Physiques; comme elle, elle est blanche.

lorsqu'elle est pure. elle cautérise la langue, pèse 4 fois autant que l'Eau, verdit le sirop de violettes et est Infusible au feu le plus violent.

mais cette Infusibilité n'a lieu pour la Strontiane comme pour la baryte, que lorsqu'elles sont entièrement privées d'Eau. on les obtient en cet état par la décomposition de leurs nitrates au feu parce que l'Eau que ~~contiendroient~~ contiennent ces sels est volatilisée avant qu'ils ne se décomposent. mais l'affinité de ces deux bases pour l'Eau est telle, que lorsqu'on les a pulvérisées ~~pour ensuite~~ et qu'on y jette de l'Eau, elles en solidifient de suite une partie et en dégagent assez de calorique pour faire volatiliser l'autre partie.

Ainsi humectées elles ne peuvent plus se dessécher entièrement au feu le plus violent, seulement elles se fondent. La Baryte dans cette Expérience retient $\frac{1}{10}$e de son poids d'Eau, la Strontiane à peu près autant.

Il faut 30 à 40 parties d'Eau froide pour en dissoudre entièrement une de Strontiane; et il n'en faut que 16 à 20 d'Eau Bouillante. on obtient la Strontiane cristallisée par le refroidissement.

Il n'existe pas de combinaison connue entre la Strontiane et l'hydrogène le Charbon ou l'Azote. mais elle se combine très bien au Phosphore et au Soufre. Le Sulfure de Strontiane se fait directement ou en décomposant le sulfate par le Charbon; le Phosphure se fait comme celui de Baryte, en mettant un peu de Phosphore au fond d'un Tube de verre luté extérieurement, que l'on place verticalement à travers la grille d'un

fourneau. au dessus du Phosphore on a mis un peu de Strontiane en poudre. on commence par mettre dans le fourneau du Charbon froid puis du Charbon allumé de manière que le tube commence à s'échauffer par le haut et que la Strontiane soit rouge ~~avant~~ quand le Phosphore commence à se volatiliser. on conçoit que si on échauffoit le tube par la partie inferieure le Phosphore se volatiliserait de suite et traversant la Strontiane sans s'y combiner, viendroit bruler à sa surface.

Le Sulfure et le Phosphure de Strontiane décomposent l'Eau de la meme manière que ceux de Baryte. (1) le Sulfure forme un peu de Sulfate et de ~~l~~ l'hydrogène Sulfuré qui reste presqu'en totalité dans la liqueur combiné à la base salifiable. Le Phosphure forme de même un peu de Phosphate et de ~~l~~ hydrogène Phosphoré, lequel ne pouvant former de combinaison avec la Strontiane, se dégage à l'état gazeux et vient bruler au contact de l'air.

Les propriétés de la Strontiane que nous avons énoncées jusqu'ici lui sont communes avec la Baryte, et si nous ne lui en connoissions pas d'autres nous serions obligés de la confondre avec cette dernière, mais la manière différente dont elle se conduite avec plusieurs acides

(1) de ce que le Soufre seul ne décompose pas l'Eau; il ne faut pas s'étonner s'il la décompose, étant combiné à un alcali. car dans ce cas non seulement l'oxigène de l'Eau est attiré par le Soufre, mais bien l'est il par le composé Soufre et alcali pour former un composé ternaire; de même que l'attraction de l'hydrogène pour le Soufre.

Strontiane

nous force à la regarder comme un corps tout à fait distinct.

Toutes les dissolutions barytiques quelque étendue qu'elles soient, forment un précipité par l'addition de la plus petite quantité d'acide Sulfurique. les dissolutions de Strontiane concentrées précipitent bien aussi avec cet acide, mais le précipité n'a plus lieu lorsqu'elles sont étendues d'Eau; dans les deux cas, il se forme un Sulfate; mais le Sulfate de Baryte est tout à fait Insoluble, tandis que le Sulfate de Strontiane est un peu Soluble.

Les differences que ces deux bases presentent dans leur combinaison avec l'acide muriatique sont encore plus marquées; les deux muriates sont Solubles, mais le muriate de Baryte cristallise en lames carrées, et celui de Strontiane en aiguilles fines croisées.

le Muriate de Baryte est Insoluble dans l'alcool et lorsqu'on enflamme cet alcool, il ne lui communique aucune couleur. le Muriate de Strontiane est Soluble dans l'alcool, et lorsqu'on y met le feu, communique à la flamme une couleur purpurine très belle;

Enfin ces deux bases different encore en ce que la Baryte et tous ses composés ont une action véné-neuse sur l'Economie animale, tandis que la Strontiane et ses composés n'ont aucune action délétère.

---

se trouve remplacée par l'attraction ternaire beaucoup plus forte de l'hydrogène du soufre et de l'alcali

29e Leçon

Chaux

De la Chaux

Quoique la Potasse suive la Baryte dans son rang d'attraction pour les acides, déja néanmoins nous avons Interrompu cet ordre pour vous parler de la Strontiane. nous allons encore nous en écarter en parlant de la Chaux ~~parcequ~~ avant la Potasse et la Soude parceque cette base saliﬁable sert a obtenir les deux autres à l'Etat de pureté.

La Chaux ne se rencontre pas pure dans la nature; ~~on la trouve rar~~ peut être pourroit-on la trouver à cet état autour des volcans. elle existe en masses énormes combinée aux acides. avec l'acide Sulfurique elle forme le gypse ou Sélénite; avec l'acide Carbonique, la Craie, le Marbre; combinée ~~à l'acid Pho~~ aux acides Muriatique et Nitrique elle se trouve dans les Nitrières naturelles et artificielles. combinée à l'acide Phosphorique elle forme la base des Os des animaux. ~~elles~~ enfin les Ecailles d'huitres, les Coraux, et d'autres matières analogues nous la montrent encore combinée à l'acide carbonique.

Extraction

On pourroit retirer la Chaux de son Sulfate par le même moyen que nous avons employé pour la baryte et la Strontiane; mais il est plus simple de la retirer de son carbonate qui est de toutes ses combinaisons la plus commune.

Pour cela il suffit d'exposer de la Craie, du Marbre, ou des Ecailles d'huitres à une Chaleur convenable. si on se sert de Craie, et qu'on la chauffe dans une Cornue, au bout de quelques heures au lieu d'une Substance Insipide et Insoluble qu'on a Employée, on trouvera dans la Cornue une Substance caustique et Soluble dans l'Eau, et on aura obtenu ~~un gaz~~ du gaz acide carbonique.

Eff de la Chaux —

19°
Chaux

avant la Calcination la Craie, ~~les marbres ou les Ecailles d'huîtres~~ ;faisoient effervescence avec les acides; après l'Effervescence n'a plus lieu. enfin si on met en contact à froid le gaz obtenu et la Chaux, on obtiendra de nouveau ~~le Carbonate de Chaux tel qu'il existe dans la Craie dans le marbre ou dans les Ecailles d'huîtres~~. de la Craie, ce qui prouve que la Craie est composée d'acide Carbonique et de Chaux. —

On extrait la Chaux en grand ~~des Craies~~, d'une espèce de Carbonate de Chaux qui à cause de cela porte le nom de Pierre à Chaux.

Pour cette Opération on batit un grand four ouvert par le bas de manière à pouvoir y Introduire du Combustible

Au dessus du foyer on place une couche des plus gros morceaux de Pierre à Chaux que l'on recouvre d'une couche de morceaux moindres et ainsi de suite jusqu'au haut du fourneau que se trouvent les plus petits. les petits morceaux étant plus faciles à calciner que les gros mais par cette disposition éprouvant moins de Chaleur, il s'en suit que le tout se trouve à peu près bien calciné en même tems.

Il faut beaucoup d'habitude aux Chaufourniers pour savoir à quel point ils doivent chauffer le four ce qui est Important, car lorsqu'ils chauffent trop peu ou pas assez longtems, tout le carbonate n'est pas décomposé; lorsqu'au contraire ils Chauffent trop fort ou trop longtems, ils obtiennent une

Chaux qui est très dure, difficile à casser et qui ne s'Eteint pas dans l'Eau. on dit alors quelle est brulée dans ce cas la Chaux éprouve une espèce de demi vitrification occasionnée par la présence de la Silice dont la pierre à Chaux n'est jamais exempte.

La Chaux préparé avec le marbre ou encore mieux avec les ecailles d'huitres n'offre pas cet Inconvenient.

Le Carbonate de Chaux quoique décomposable par la Chaleur, ne se décompose pas lorsque la pression que lui oppose l'air est trop forte. deja nous avons vu que la pression de l'air favorisoit beaucoup la dissolution du gaz acide carbonique dans l'Eau. il paroit quil en est de même avec les Solides c.a.d. que cette pression de l'air est en raison opposée avec toute autre force qui tendroit à dégager l'acide carbonique des corps Solides dans lesquels il est combiné. (1)

---

(1) Il en est de même de tous les autres gaz : la pression de l'air tend à les faire rester dans toutes leurs combinaisons Solides ou liquides; et si dans toutes les opérations, que nous voyons ces gaz se former en déplaçant l'air qui les entoure, on parvenoit à opposer une Résistance Invincible à cette dilatation, il est plus que probable quil n'y auroit pas de décomposition. Par analogie on est porté à croire que si par une pression suffisante exercée sur des mélanges d'oxigène et d'azote, d'oxigène et d'hydrogène &c. on pouvoit pour ainsi dire mettre leurs molécules au point de Contact, on parviendroit à les combiner.

ainsi si on Enferme du carbonate de Chaux pulvérisé dans un tube de fer fermé ensuite exactement, on pourra faire rougir le fer sans opérer la décompostition du Carbo-nate. cette experience a conduit à un autre resultat. on a vu que le Carbonate de Chaux ainsi chauffé de manière à ne pas permettre à son acide de se dégager se fondoit dans le calorique et étoit susceptible de cristalliser par le refroidissement. c'est ainsi que Mr hallez Chimiste anglois a changé notre blanc de Meudon en Marbre qui imitoit parfaitement le Marbre naturel.

Propriétés

La Chaux pure est blanche comme toutes les autres bases salifiables; elle est très âcre et cautérise la langue. son action cependant est moins Intense que celle de la Baryte et de la Strontiane. comme ces deux alcalis elle a une très forte attraction pour l'Eau, et elle verdit bien le sirop de violettes.

Quand on verse de l'Eau sur un morceau de Chaux cette Eau disparoit sur le champ. elle penètre la Chaux s'y combine et se solidifie. mais comme on doit le penser, cette solidification ne peut avoir lieu, sans qu'il y ait une grande qté de Calorique mis à ~~nud~~.
le Calorique gazéifie l'excès d'Eau non solidifiée, l'eau en vapeurs cherche à s'échapper elle penètre toutes les particules de la Chaux, la masse se fendille, se divise et bientot tombe en poussière.
La Chaux est alors considérablement augmentée de volumes en cet état elle porte le nom de Chaux

Eteinte parcequ'elle n'est plus à beaucoup près aussi caustique que lorsqu'elle vient d'être calcinée, cequi est facile à concevoir puisqu'une partie de l'action des alcalis sur la langue ~~vient~~ provient de la grande chaleur qu'ils causent ~~par~~ en solidifiant l'Eau qui s'y trouve.

La Chaux nouvellement calcinée se nomme Chaux vive tant à cause de sa grande causticité que des phénomènes qu'elle présente lors de son action sur l'Eau.

Il ne faut pas lorsqu'on veut l'Eteindre y verser trop d'Eau ou la plonger entièrement dans une grande masse d'Eau, cequi retarde de beaucoup l'extinction. cela vient de ce qu'alors le calorique dégagé étant enlevé par le liquide Environnant se concentre moins dans la chaux, d'où il suit que l'Ecartement Intérieur des particules ~~de la Chaux~~ se doit faire moins promptem^t.

L'Extinction de la Chaux a également lieu à l'air, mais plus lentement. cet alcali en absorbe peu à peu l'Eau et finit par se réduire en poussière. il peut servir de moyen hygrométrique.

La Chaux n'est parfaitement soluble que dans 7 à 800 parties d'Eau; néanmoins cette solution que l'on nomme ordinairement Eau de Chaux jouit d'une saveur acre très marquée et verdit encore fortement le sirop de violettes. elle a la propriété de se troubler et de laisser précipiter du Carbonate de Chaux lorsqu'on la mêle à de l'acide Carbonique. un grand excès d'acide redissout le précipité.

Il existe plusieurs Eaux terrestres contenant naturellement

une grande qté de Carbonate de Chaux dissous dans un excès de son acide. telles sont les Eaux de St Philippe en Italie. lorsqu'on les agite avec le contact de l'air l'acide carbonique se dégage et le Carbonate se précipite.

on a mis a profit cette propriété pour faire artificiellement de belles Incrustations pour cela on fait tomber cette Eau sur des corps solides, l'acide se dégage, le carbonate calcaire se dépose, se fixe sur le moule, et le recouvre bientot entièrement. Les corps anguleux se recouvrent plus promptement que les corps ronds, peut être à cause que le Calorique se transmettant plus facilement par les angles que par les surfaces ~~planes ou~~ convexes, ils favorisent davantage la volatilisation de l'acide.

L'Eau de Chaux se distingue des Eaux de baryte et de Strontiane par la propriété qu'elle a de ne jamais préci-pites par l'addition de quelques gouttes d'acide sulfu-rique. nous avons vu précédemment que l'Eau de Baryte précipitoit toujours par cet acide, et celle de Strontiane seulement lorsqu'elle étoit concentrée.

La Chaux se combine au soufre et au phosphore on peut ~~former~~ opérer ces combinaisons par les moyens Indiqués à l'article de la Baryte et de la Strontiane les composés qui en resultent presentent des propriétés analogues à celles des Sulfures et Phosphures de Baryte et de Strontiane.

La Chaux est d'un Usage très fréquent et très étendu dans la Batisse. elle sert au debourrement des Peaux que l'on destine au tannage; on s'en sert aussi en Chimie pour purifier la Potasse et la Soude et comme Réactif.

195
30e Leçon
5
Potasse

De la Potasse

la Potasse a été longtems confondue avec la soude et n'en a été bien distinguée qu'en 1745.

~~Le~~ Elle existe en très grande quantité dans la nature, ~~elle~~ surtout dans le règne végétal. Les anciens même croyant qu'elle n'existoit que dans ce règne l'avoient désigné sous le nom d'alcali végétal.

Pour Obtenir la Potasse des matières végétales il faut le concours de beaucoup d'opérations.

On commence par Incinerer ces matières qui sont le plus ordinairement du bois. on lessive les cendres avec de l'Eau, et ou s'aide de la Chaleur afin de faciliter la solution des substances solubles. après quelque tems d'ébullition, on décante la liqueur que l'on doit considérer comme contenant du sulfate et du muriate de Potasse, du Carbonate de Potasse avec excès d'alcali, une petite qté de matière Charbonneuse et un peu de silice.

Lorsqu'on s'est procuré de cette lessive chargée autant que possible des sels dont nous venons de parler, on l'évapore à siccité et on a un residu noirâtre nommé Salin. On porte ce Salin dans un four à peu près semblable à celui d'un boulanger, mais plus bas de manière que que la Chaleur soit reverberée sur la matière qui est ~~[illegible]~~ étendue sur l'âtre. on Chauffe très fortement, et on agite le Salin avec des ringards. par ce moyen ~~et~~ on brûle le Charbon qui le noircissoit, il blanchit et on le verse en cet état dans le Commerce sous le nom de Potasse.

Potasse

Cette Potasse est encore souvent colorée soit en vert soit en rouge selon qu'elle contient de l'oxide de Manganèse ou de l'oxide de fer.

Tous les végétaux fournissent de la Potasse, mais le salin que l'on obtient, contient plus ou moins de Potasse réelle sous ~~la~~ une même quantité, suivant l'espèce de végétal employé et suivant le climat sous lequel il est venu.

Comme le salin est formé de sulfate de Potasse, de muriate de Potasse et de carbonate avec excès de Potasse, et comme parmi ces trois sels il n'y a que ce dernier qui soit facile à décomposer par un acide; il s'en suit que lorsqu'on versera un acide sur le salin; tout le carbonate sera décomposé, et que plus il faudra d'acide pour ~~déco~~ opérer cette décomposition plus ~~la~~ on devra juger grande la qté de Potasse réelle contenue dans ce salin.

c'est en se servant à cet effet d'acide nitrique, en tenant compte de la qté employée, ~~et~~ et de celle du nitrate formée, que Mr Vauquelin a déterminé la quantité de Potasse réelle contenue dans les différentes Potasses du Commerce à l'aide d'autres moyens que je ne vous exposerai pas à présent; il a aussi déterminé les quantités des autres sels qui s'y trouvent et a ~~formé~~ obtenu les Résultats suivants.

1152 Part: de Potasse		Potasse Réelle	Sulfate de Potasse	Muriate de Potasse	Résidu Insoluble	Eau et Acid: Carb:
d'Amérique	Contiennent	857	154	20	2	119
de Russie		772	65	5	56	254
Perlasse		754	80	4	6	308
de Trèves		720	165	44	24	199
de Dantzic		603	152	14	79	304
1140 P. des Vosges		444	148	510	34	304

Lorsquon veut obtenir la Potasse à l'Etat de Pureté, il faut la priver des matières étrangères aux quelles elle se trouve mêlée et aussi la débarrasser de l'acide carbonique qui lui est combinée.

De même que pour obtenir les acides nous nous sommes servi d'acides qui avaient pour les bases plus d'attraction que les premiers, de même pour obtenir les Bases salifiables de leurs combinaisons avec les acides, il faut presenter à ces acides une base qui ait plus d'affinité pour eux.

C'est ce quon fait pour décomposer le Carbonate de Potasse contenu dans les differentes Potasses du Commerce. on les traite par la Chaux base qui a plus d'affinité pour l'acide Carbonique quen a la Potasse. voici le Procédé à suivre.

On fait deliter de la Chaux on la mêle en cet état avec PE de Potasse du Commerce; on fait bouillir le tout avec suffisante q^té d'Eau dans une Chaudière de fer, jusqu'à ce quen filtrant un peu de la liqueur, on voye quelle ne trouble plus l'Eau de Chaux, experience qui prouve que tout l'acide Carbonique s'est porté sur la Chaux. alors on filtre la liqueur; on la fait évaporer à siccité. on pousse le feu vivement, la Potasse entre en fusion, on la coule sur une plaque de Cuivre. elle se ~~refroid~~ solidifie en refroidissant, on la casse par morceaux, on la renferme dans un vase bien bouché et on a ce quon connoissait autrefois dans les pharmacies sous le nom de Pierre à Cautère.

On voit que cette Potasse ainsi préparée est encore loin d'être pure, on ne la privée que de son acide carbonique, et elle contient encore tout le sulfate et le muriate de Potasse, lesquels ne peuvent en aucune façon être

décomposés par la Chaux.

Pour débarrasser la Potasse de ces Sels, on réduit la pierre à cautères en Poudre. on la fait digérer pendant quelques Jours ~~avec~~ dans trois ou quatre fois son poids d'alcool à 43° de l'aréomètre ou à 0,8 de Pesanteur Spécifique on décante l'alcool qui ne dissout absolument que la Potasse pure, et qui n'a nullement attaqué les Sulfate, muriate et carbonate de Potasse, si par hasard quelques portions de ce dernier étoient échappées à l'action de la Chaux

On évapore la liqueur dans une cornue munie d'un recipient afin de ne pas perdre l'alcool; lorsqu'elle est évaporée ~~aux~~ 3/4 on la verse dans une bassine d'argent pour en achever l'évaporation. on chauffe alors plus fortement pour fondre la potasse et on la coule sur une plaque de cuivre comme la pierre à Cautères.

On peut obtenir la Potasse pure d'une autre manière, qui doit même être préférée parceque le Carbonate de Potasse que l'on emploie ne contenant pas de matières étrangères et surtout de muriate de Potasse lequel est encore assez soluble dans de l'alcool au dessous de 42°, on n'est pas obligé d'avoir de l'alcool aussi rectifié, et cet alcool coute beaucoup pour être ammené à ce point.

Cette Manière consiste à brûler du nitre avec du Charbon des noir de fumée ou du tartrite acidule de Potasse. le noir de fumée est préférable au charbon ordinaire parcequ'il est plus ~~[illegible]~~ divisé et plus pur. on en prend deux parties sur une de nitrate de Potasse. on les mêle et on projette le tout par cuillerées dans un Creuset rouge. à cette Température

199

l'acide nitrique du nitrate est décomposé, son azote se dégage son oxigène se porte sur le charbon et le transforme en acide carbonique dont une partie se dégage et l'autre se combinant à la potasse forme un sous carbonate de potasse. la combustion du charbon est accompagnée de ~~beaucoup~~ de lumière et de calorique

lorsqu'au lieu de charbon on se sert de ~~Edta~~ crème de tartre on en met trois parties contre une de nitre et dure elle on agit de même : il se passe aussi des choses analogues ; car c'est toujours l'acide nitrique qui est décomposé, son azote qui se dégage, et son oxigène qui brule l'acide tartareux dont le radical ~~lequel est composé~~ est formé d'~~hydrogène~~ oxigène et de carbone. on voit que dans ce cas, outre l'acide carbonique il se forme aussi de l'eau.

De quelque manière qu'on ait obtenu le carbonate de potasse, lorsqu'il est pur il est absolument le même. Pour en retirer la potasse on le traite par la chaux de la même manière que nous avons dit précédemment. on traite la potasse qui en résulte par de l'alcool à 36° afin de la priver du peu de carbonate de potasse qui auroit échappé à la décomposition ou qui se seroit réformé pendant l'opération, et on a de la potasse parfaitement pure.

Propriétés

La potasse est blanche d'une âcreté et ~~la~~ d'une causticité excessive elle cautérise la peau avec beaucoup de force. elle verdit fortement le sirop de violettes. une de ses principales propriétés est celle qu'elle a d'entrer en fusion avec beaucoup de facilité ; parmi les bases salifiables il n'y a que la soude qui partage cette propriété ; quant à l'ammoniaque

Potasse

elle est toujours gazeuse.

Non seulement la potasse se fond facilement, mais encore elle facilite singulièrement la fusion des substances terreuses. on met à profit cette propriété pour réduire la silice en verre.

La Potasse exposée à l'air en attire l'humidité ~~et~~ ~~avec force~~ avec tant de force quelle ne tarde pas à s'y réduire en liqueur.

Comme la Baryte, la Strontiane et la Chaux, elle se combine à deux corps combustibles, le Phosphore et le Soufre.

Phosphure

Le Phosphure de Potasse se fait difficilement. on y parvient cependant soit de la manière que nous avons indiqué pour faire le Phosphure de Baryte soit en décomposant à l'aide du calorique le Phosphate de Potasse par le Charbon.

Sulfure

le Sulfure de Potasse se fait directement et avec beaucoup de facilité. Pour cela on fait un mélange ~~de deux~~ à parties égales de Soufre et ~~deux~~ de ~~la~~ Potasse purifiée séchée et pulvérisée. on introduit ce mélange dans un creuset que l'on recouvre de son couvercle et que l'on chauffe ensuite jusqu'à ce que la fusion soit parfaite. on agite de tems en tems la matière avec une verge de fer afin de faciliter la combinaison. lorsque la fusion est complette on coule le sulfure formé sur une plaque de marbre ou de fer polie et huilée.

Ce sulfure portoit autrefois le nom de foie de soufre. à cause de sa couleur qui doit être analogue à celle

du foie.

Quand on met ce Sulfure en contact avec de l'Eau il en décompose une partie. l'oxigène de cette Eau se porte sur une partie du Soufre et de la Potasse et forme du Sulfate de Potasse, l'hydrogène se combine au restant du Soufre et de la Potasse et forme de l'hydrosulfure sulfuré de Potasse et du gaz hydrogène sulfuré. le Sulfate et l'hydrosulfure sulfuré se dissolvent dans l'Eau, l'hydrogène sulfuré se dégage.

La Potasse se combine très facilement à tous les acides. ce sont ces combinaisons qui fournissent les caractères distinctifs de la Potasse et de la Soude dont nous allons nous occuper.

La Potasse est très employée dans les arts, pour faire des lessives, pour fabriquer de l'alun. elle sert dans une infinité de Circonstances. c'est un des plus puissants réactifs que possède la Chimie et un de ceux qu'elle emploie le plus fréquemment.

31e Leçon
Soude

De la Soude.

La même analogie que nous avons vu exister entre la Baryte et la Strontiane existe aussi entre la Potasse et la Soude de sorte que connoissant l'histoire de l'une on connoît à peu près celle de l'autre.

On nommoit autrefois la Soude alcali Minéral parce qu'on la retiroit surtout des corps du règne minéral. On nommoit aussi la Potasse alcali végétal. ces dénomination étoient d'autant plus vicieuses que c'est des plantes qu'on retire

une partie de la Soude du Commerce.

Cette Plante nommée Kali ou Sal Sola Soda croît en Espagne sur les bords de la mer Méditerranée.

On recueille cette Plante on la dessèche et on l'incinère dans de grandes fosses de 15 à 20 pieds de longueur sur 4 à 5 de largeur et autant de Profondeur. on a ~~au~~ le soin de ménager des courants d'air par dessous, et on ~~agite~~ remue la Matière avec des reingardes pour rendre la combustion plus parfaite.

Les cendres éprouvent une demi-fusion en raison de la grande chaleur qu'elles éprouvent, elles deviennent compactes et pierreuses par le refroidissement. on les casse par morceaux et on les distribue dans le commerce sous le nom de Soude en Pierre Soude d'alicante.

On voit combien cette Soude diffère par son mode de préparation et sa pureté de la Potasse du commerce. celle ci est le Produit de l'évaporation des lessives des cendres des végétaux terrestres, elle ne contient que peu de matières insolubles et étrangères; l'autre se compose des cendres mêmes de la Plante qui la fournit; aussi contient elle bien moins d'alcali.

Cette Soude Brute outre toutes les substances solubles que contient le Sal Sola Soda contient encore beaucoup d'autres matières étrangères; on peut la regarder comme un mélange de Carbonate de Soude, des muriates et Sulfates de Soude et de Potasse. ces sels se trouvent mêlés de Silice (à laquelle est due la demi vitrification qu'éprouvent les cendres) d'alumine, de Carbonate de Chaux et de

quelques traces d'oxide de fer ou de manganèse.

On fait en france aux environs de Cherbourg, une espèce de Soude brute, par la combustion de plusieurs plantes marines telles que des algues des fucus des varecs, mais cette Soude contenant tout au plus un centième ou deux d'alcali, ne mérite pas qu'on cherche à l'en retirer. elle ne peut saponifier l'huile; on ne peut guères s'en servir que dans les verreries, où il paroît que la grande chaleur à laquelle elle est soumise décompose les sels alcalins qu'elle contient.

On trouve aussi dans le commerce de la Soude assez pure à l'état de sous carbonate. une partie de cette Soude provient de la décomposition du Sulfate de Soude, l'autre nous venoit autrefois d'Egypte où on la retire naturellement par l'évaporation des Eaux de quelques lacs.

Ces eaux qui sont très salées, contiennent outre le carbonate de Soude, beaucoup de Muriate de Soude; mais par l'évaporation et la cristallisation, les deux sels se séparent presqu' entièrement, le muriate se précipite, le carbonate cristallise à la surface on l'enlève et on le laisse égoutter.

Pour obtenir la Soude Pure, on ~~aucy~~ traite de la Soude d'alicante ou du Carbonate de Soude par de la Chaux absolument de la manière que nous avons dit pour la Potasse, de sorte qu'il est inutile de le repeter.

Propriétés

La Soude Pure est blanche, (1), extrêmement âcre et caustique

(1) on l'obtient très souvent colorée, soit à cause d'un peu d'oxide de fer qu'elle retient opiniâtrement, soit à cause du charbon fourni par la décomposition au feu des dernières portions de l'alcool qui a servi à l'obtenir pure.

comme la Potasse, un peu moins soluble, mais agissant néanmoins sur l'Eau presqu'aussi vivement et beaucoup plus que la Chaux la baryte et la Strontiane. c'est à dire que lorsqu'on verse de l'Eau sur de la Soude pulvérisée, elle est de suite absorbée, solidifiée, et il se dégage une grande q.té de Calorique.

La Potasse et la Soude ont une si grande affinité pour l'Eau qu'il est Impossible quelle que soit la Chaleur à laquelle on les expose, de les priver entièrement de celle qu'elles contiennent elles en retiennent de 0,15 à 0,25.° de leur poids.

la Soude se combine avec le Soufre et le Phosphore. Ces combinaisons se font de la même manière que celles de la Potasse avec ces mêmes corps et jouissent des mêmes propriétés.

La Soude attire l'humidité de l'air et ne tarde pas à s'y liquéfier. Si on fait cette expérience comparativem.t avec de la Potasse, on verra* une différence bien marquée: car une fois que la Potasse est liquéfiée elle reste toujours dans cet état, tandis que la Soude après avoir été liquide, se solidifie de nouveau et quelquefois après s'effleurit.

Déjà cette Ulri

Pour expliquer, ~~cette~~ la manière différente dont ces alcalis se comportent à l'air, il faut savoir que outre l'Eau qu'ils en condensent, ils en absorbent aussi l'acide Carbonique, de sorte qu'au bout d'un certain tems, ils se trouvent passés à l'état de Carbonate. on vous disait actuellement que le Carbonate de Potasse est

déliquescent, tandis que celui de Soude est efflorescent, il vous sera facile de comprendre pourquoi la Potasse reste toujours liquide à l'air et pourquoi la soude finit par s'y effleurir.

les autres caractères distinctifs entre la Potasse et la Soude se trouvent dans les combinaisons qu'elles forment avec les autres acides. il suffira pour s'en convaincre de jetter les yeux sur le tableau suivant.

Combinées aux Acides:		
Muriatique	Muriate de Soude Saveur salé franche agréable	Muriate de Potasse Saveur salée amère désagréable.
Sulfurique	Sulfate de Soude Cristallisable en longs prismes hexa: efflorescents et tombant en poussière à l'air	Sulfate de Potasse Cristallisable en petits prismes hexa: n'éprouve aucune alteration à l'air
Phosphorique	Phosphate de Soude Cristallisable en prismes rhomboïdaux efflorescents à l'air	Phosphate de Potasse Incristallisable et attirant fortement l'humidité.
Carbonique	Carbonate de Soude Efflorescent	Carbonate de Potasse Déliquescent

Mais ce qui sert surtout à distinguer la Potasse de la Soude c'est la manière dont leurs dissolutions salines se conduisent avec la Dissolution de Platine.

Tous les sels de Potasse produisent dans la dissolution de Platine un précipité jaune, tandis que ceux de Soude ne la troublent pas.

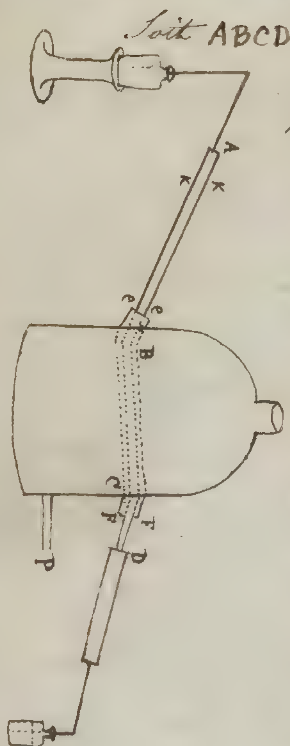
La Soude quoique généralement moins employée que la potasse, sert encore dans une infinité de circonstances. on la préfère à la Potasse pour la fabrication du verre et pour celle du savon.

le savon de Soude est ferme et solide, le savon fait avec la Potasse est toujours mou.

Substances Métalliformes provenant de la Potasse et de la Soude.

C'est en traitant à une très haute température la Potasse et la Soude par le fer, qu'on se procure ces substances métalliformes mais comme c'est en vain qu'on chercherait à opérer dans une cornue ou dans un creuset, le degré de température auquel on peut élever ces vaisseaux, n'étant pas à beaucoup près suffisant il faut avoir recours à un appareil particulier que nous allons décrire.

On prend un tube de fer très long; on le fait rougir au milieu et près d'une de ses extrémités et on le courbe en ces deux endroits en sens contraire de manière à ce que les deux branches extrêmes soient parallèles. alors on entoure la branche du milieu ~~jusqu'au~~ ~~plus~~ passé les deux courbures d'un lut fait avec de l'argile du crottin de cheval et beaucoup de sable pulvérisé. il faut que ce lut soit appliqué très épais et ensuite poli avec la main mouillée. on le laisse bien sécher à l'air.



Soit ABCD un tube de fer ~~[illegible]~~ ainsi préparé. on introduit en A un pitton H qu'on fait descendre jusqu'en ee. on renverse le tube et on introduit par l'autre extrémité de la tournure de fer non oxidée jusqu'en ff. alors bouchant cette extrémité, on retire le pitton de l'autre dans laquelle on introduit de la potasse de manière qu'il y en ait depuis ee jusqu'en KK. alors on place le tube au travers d'un fourneau de manière que la partie du milieu se trouvant la plus exposée au feu la courbure B soit plus basse que la courbure C. à l'Extrémité D on adapte une allonge cylindrique du bout de laquelle part un tube recourbé qu'on fait plonger dans un vase contenant de l'Eau à l'Extrémité A ~~[illegible]~~, on adapte un tube de verre qu'on fait plonger dans le Mercure, afin que les gaz puissent

trouver une issue en cas que le canon vienne à s'engorger vers son extrémité D.

L'appareil ainsi disposé on allume le feu dans le fourneau on le remplit de charbon et on active la combustion au moyen d'un fort soufflet à deux vents, car il faut pendant deux heures que dure cette opération entretenir le plus grand feu possible.

Lorsque le canon de fer est bien rouge on entoure la partie supérieure cc de charbon embrasé, et on en ajoute successivement assez pour entourer de feu toute la partie cK dans laquelle se trouve la Potasse.

La Potasse se fond, coule jusqu'à la 1ère courbure, où trouvant du fer élevé à une très haute température, elle se décompose, il résulte de sa décomposition une substance volatile laquelle traverse toute la longueur du canon et vient se condenser dans le récipient cylindrique. Lorsque l'opération est finie on délute ce récipient, et on fait tomber la substance qu'il contient dans de l'huile de Naphte. comme elle n'est pas encore pure ~~cette~~ en raison d'un peu d'alcali qui la recouvre, ~~on la fait~~ pour la purifier on l'introduit dans un tube de verre fermé par un bout, on la recouvre avec un peu d'huile de Naphte et on la tasse avec une tige de verre pour chasser l'huile qui pourroit se trouver entre ces fragments. alors on la chauffe au dessus d'un fourneau. à une température de 58°, cette substance se fond et prend toute l'apparence d'un métal ; on la laisse refroidir, on la presse au moyen d'une tige de verre, pour faire sortir un peu d'huile charbonnée qui se trouve entre sa surface et le verre. alors on voit que cette substance est opaque et qu'elle jouit d'un éclat métallique semblable à celui de l'argent.

Propriétés

Cette substance est molle, se pétrit comme de la cire, se coupe au couteau, elle ne pèse que 0,8 l'eau pesant 1,0 ~~à l'air~~ elle ne change pas par son exposition à l'air

Potassium

Action de l'Air

tant qu'elle est couverte d'huile, mais dès qu'on l'en retire et qu'on l'essuie avec du papier Joseph aussitôt sa surface se ternit, et se recouvre d'une couche d'alcali. cette combustion est lente parcequ'elle se fait par couches, et que la couche d'alcali formé préserve les couches intérieures de l'oxidation mais si on élève la température par l'approche d'un charbon allumé, alors la combustion sera rapide, vive, entière, et l'oxigène de l'air se trouvera absorbé. on peut faire cette expérience de la manière suivante.

On introduit un petit globule de Métal au bout d'une tige de fer dans un tube long plein d'air et reposant sur le mercure. on échauffe le tube tout autour au moyen de Charbons allumés. le métal fond, s'enflamme, dégage beaucoup de Calorique; le mercure ~~est~~ d'abord ~~repoussé~~ repoussé, remonte bientôt dans le tube. si on examine le Gaz restant on voit que c'est de l'azote pur. ce métal pourroit donc servir de moyen Eudiométrique.

On fait ensuite fondre au feu le produit de la combustion, et on a une matière blanche qui présente toutes les propriétés de la Potasse la plus pure.

On peut encore faire cette expérience ~~avec~~ en mettant un fragment de métal sur une soucoupe, on l'enflamme par l'approche d'un Charbon, après la combustion ~~avec~~ on verse de l'Eau dans la soucoupe. cette Eau examinée ensuite présente toutes les propriétés d'une Solution de Potasse, il est donc évident que cette Substance Métalloïde en absorbant l'oxigène de l'air se transforme en Potasse.

Il y a deux manières d'expliquer les Phénomènes que nous présentent ce nouveau corps. Jusqu'à présent on ne peut

1ère Théorie (de Mr Davy)

décider laquelle est la véritable.

Dans l'une qui est celle de Mr Davy Chimiste anglais qui le 1er a découvert les corps dont nous nous occupons, on regarde ce corps comme un véritable métal et partant comme un corps simple combustible. on regarde la Potasse comme un oxide de ce métal et voici l'explication que l'on donne de l'opération qui le produit.

La Potasse étant un oxide métallique dont le métal est très fusible et volatil, lorsqu'on met en contact cet oxide avec du fer à une très haute température, alors l'attraction du fer pour l'oxigène et celle du métal nouveau pour le calorique, l'emportant sur l'attraction de ce métal pour l'oxigène, il y a décomposition de la Potasse, le fer s'oxide et le métal de la Potasse, autrement nommé Potassium Volatilisé par le calorique vient se solidifier dans l'alonge.

On explique l'Effet de l'air sur ce métal en disant, qu'il est si avide d'oxigène que dès qu'il a le contact de l'air il s'oxide et forme* une couche de Potasse qui retarde l'oxidation des couches Intérieures mais que si on élève la température alors le métal se fondant et se présentant dans un contact bien plus multiplié avec l'air, la combustion est rapide et la conversion du métal en Potasse est entière.

*à sa surface

Théorie de Mr Thénard (1)

Dans l'autre on regarde le Potassium (que je nommerai aussi ainsi pour abréger) comme une combinaison de l'hydrogène avec la Potasse, et on regarde la Potasse

(1) quoique depuis son cours Mr Thénard ait renoncé à sa théorie, comme je n'ai pu le suivre les années suivantes, j'ai mieux aimé conserver ses Leçons telles qu'il nous les avoit faites, ~~en~~ affoiblissant ~~l'effet~~ toutes fois l'Effet de ses décisions en ne les donnant que comme Douteuses.

Potassium

comme non encore décomposée; mais on observe que l'alkali que jusques à présent nous avions considéré comme de la Potasse pure, contient toujours environ 15 centièmes d'Eau que la Chaleur la plus forte ne peut lui enlever. Voici donc comment on explique l'opération qui nous donne le Potassium.

L'attraction du fer pour l'oxigène augmentant en raison directe(?) de la température à laquelle il est élevé, il arrive un point où cette attraction l'emporte sur celle de la Potasse sur l'Eau, ~~et par conséque~~ et sur celle de l'hydrogène pour l'oxigène, de sorte que le fer s'oxide tandis que l'hydrogène se combinant à la Potasse sèche forme ce corps volatil qui vient se solidifier dans l'alonge, et qui à ce compte est un hydrure de Potasse.

On explique la transformation de ce métal en Potasse par le contact de l'air en disant, que la grande attraction de cet alcali pour l'Eau, détermine la formation de celle-ci ~~par l'un au moyen~~ par la combinaison de l'oxigène de l'air avec l'hydrogène de l'hydrure, et qu'alors la Potasse s'unissant à l'Eau formée reparoit sous son état ordinaire.

Nous expliquerons concurremment par ces deux Théories ~~tout les faits dont nous avons à vous parler.~~

Action des Corps Combustibles

Le Potassium se combine à plusieurs des corps combustibles métalliques et non métalliques.

Sa combinaison avec l'hydrogène est très difficile à opérer, et on ne peut lui en combiner qu'une très petite qté.

du Phosphore

Pour le combiner au Phosphore, il suffit d'en mettre un morceau bien essuyé avec un peu de Phosphore ~~dans~~ au fond d'un tube fermé par un bout. on tient ce tube un

instant au dessus de Charbon allumé, bientot la fusion a lieu la combinaison s'opère et est accompagnée d'un dégagement très considérable de Calorique et de Lumière.

(Nᵃ. Cette Flamme qui s'élève même hors du tube ne seroit-elle pas due a la Combustion d'un peu de Phosphore).

D'après la Théorie de Mʳ Davy. le resultat de cette expérience est un Phosphure métallique, d'après la notre c'est un composé de Potasse de Phosphore et d'hydrogène.

du Soufre

La Combinaison du Soufre avec le Potassium s'opère de la même manière; il ne se dégage pas de lumière, mais seulement une chaleur assez forte pour faire rougir le tube.

du Fer

Le Potassium se combine facilement au fer et le rend fusible et moins dur. ces propriétés au reste variant suivant les proportions employées

du Mercure

Le Potassium se combine en toute Proportion avec le mercure: il en suffit d'une Partie pour en solidifier quarante de Mercure. on peut faire cet alliage en écrasant au fond d'un verre à patte un fragment de Potassium bien essuyé, dans du mercure. il se dégage un peu de calorique et le métal devient solide.

~~Ces~~ ces alliages ~~métalliques~~ se décomposent ^en^ plus ou moins de tems à l'air; il se forme de la Potasse et le fer ou le mercure ~~se~~ reprend son état ordinaire.

Ils sont ~~tous~~ décomposés par l'Eau, l'Eau se trouve absorbée ou décomposée, il se dégage du gaz hydrogène, la potasse se dissout et on obtient le fer ou le mercure séparement. avec les autres métaux les mêmes Phénomènes ont lieu.

des Corps Brulés

de l'Eau

Nous allons passer à l'action des corps oxigénés sur le Potassium, et d'abord à celle de l'Eau.

On remplit un Tube d'Eau, on le renverse verticalement au dessus d'un ~~vase à Eau~~ ^Vase contenant de l'Eau^. on enferme dans une petite boête

Potassium

en cuivre dont nous donnerons la description plus tard, un fragment de métal bien essuyé, on plonge la boite dans l'Eau et on l'ouvre au dessous de l'ouverture du tube.

Dès que le métal a le contact de l'Eau, il diminue de volume, disparoit entièrement et le tube se trouve rempli de gaz hydrogène; L'Eau a acquis les Propriétés alkalines de la Potasse.

D'après la 1ere Théorie, on dit que le Métal décompose l'Eau, s'empare de son oxigène et forme de la potasse tandis que L'hydrogène se dégage.

d'après la seconde, l'Eau n'est pas décomposée, mais seulement absorbée par la Potasse de la substance métalloïde en même tems que l'hydrogène de cette substance se dégage.

Si au lieu de plonger un fragment de Potassium sous l'Eau, on le jette seulement à sa surface, l'effet sera différent: il s'enflammera rapidement, parcourra avec une grande vitesse la surface de l'Eau, rougira, diminuera peu à peu et finira par disparoitre. L'Eau devient égalent alcaline.

L'explication de ce phénomène rentre dans celle du précédent. Selon la 1ere Théorie l'Eau est décomposée, ~~[illegible]~~ l'oxigène se fixe sur le métal et dégage en s'y fixant assez de calorique pour bruler l'hydrogène à mesure qu'il est mis à nud. D'après la seconde le calorique à l'aide duquel ~~est fourni~~ s'enflamme l'hydrogène du métal, ~~est fourni~~ vient de l'eau d'abord solidifiée par la Potasse.

Action des Acides Liquides

Si au lieu d'Eau on emploie un acide Liquide, l'Eau que contient l'acide sera toujours décomposée ou absorbée comme on le voudra, l'hydrogène se dégagera, et l'acide se combinera à la Potasse formée.

~~quant aux effets physiques ils seront les mêmes mais plus prononcés encore, en raison de cette Attraction pour l'eau, augmentée de l'attraction de l'acide~~

Du reste les Effets Physiques seront les mêmes et encore plus prononcés qu'avec l'Eau seule, parceque l'attraction de l'acide pour la potasse accélère l'action.

il est à remarquer dans ce cas comme dans le 1er que à l'Instant où le métal disparoit entièrement on entend un Claquement assez fort.

Si aulieu d'Employer un acide contenant de l'Eau on employe un acide sec, l'acide sera décomposé.

Action des Acides Secs

Pour faire cette expérience, on remplit très exactement un tube de mercure. on y fait passer du gaz acide Sulfureux qu'on a longtems laissé en contact avec du muriate de Chaux afin de le secher entièrement. au moyen d'une tige de fer on fait passer dans le tube un fragment de métal bien essuyé et on chauffe avec beaucoup de Précaution.

Dès que le Métal est fondu, il s'enflamme, le gaz disparoit entièrement si les proportions ~~en~~ étoient convenables, et on a pour produit audessus du mercure du Sulfure de Potasse Solide.

Dans la 1re hypothèse on explique ce fait en disant que lorsque le métal est fondu son attraction pour l'oxigène l'emporte sur celle du Soufre; de Sorte que l'acide sulfureux est décomposé, le métal s'oxide, devient potasse, et se combine alors au Soufre de l'acide.

D'après la 2de on dit que l'hydrogène combiné à la Potasse décompose l'acide Sulfureux et forme de l'Eau laquelle s'unissant à la Potasse la fait passer à Son état ordinaire et c'est alors se combine au Soufre et forme un Sulfure.

Potassium

Le gaz acide carbonique privé de son eau hygrométrique est aussi décomposé de la même manière par l'hydrure de Potasse l'expérience se fait de même mais il faut une chaleur plus forte. on obtient du Charbon ou du gaz oxide de carbone suivant quil y a ou quil ny a pas assez de métal pour decomposer ~~tout l'acide~~ entièrement l'acide. lorsque la température nest pas assez élevée le même resultat a toujours lieu mais la décomposition est tranquille et se fait sans inflammation.

avec le gaz Nitreux et surtout avec le gaz oxide dazote l'action est tres facile à déterminer. il faut chauffer à peine et encore quelquefois l'inflammation est si forte que le tube est rejetté au loin.

33e Leçon

Action des Oxides Métalliques

On se ~~rapelle~~ rappelle que les oxides métalliques sont des combinaisons de l'oxigène avec les métaux, comme ces métaux ne sont pas également combustibles, il en resulte que loxigène y tient plus ou moins et quil nexiste pas dans un même état de condensation dans tous les oxides.

Si on met ces differents oxides ~~en~~ Contact avec le Métal de la Potasse, ~~tous~~ (1) ils seront tous décomposés et loxigène se fixera sur le nouveau métal. selon la 1ere Théorie c'est une oxidation directe de ce métal. selon la seconde, loxigène de l'oxide se combine a l'hydrogène de l'hydrure et forme de l'Eau qui se trouve de suite solidifiée par la Potasse.

Le Résultat est donc toujours le même. mais les effets phisiques dont sa formation est accompagnée different selon

Oxide d'Argent.

l'espèce d'oxide employé. a l'occasion se sert d'oxide d'argent

(1) Ces sortes d'experiences se font dans un tube de verre, fermé par un bout on y introduit d'abord le Potassium bien essuyé, puis l'oxide. on tient ensuite le tube verticalement au dessus de quelques Charbons allumés, l'action a lieu dès que le Métal est fondu.

il y a au moment de l'action, un très grand dégagement de Calorique et de Lumière et ordinairement le tube Casse.

Ce grand dégagement doit être attribué à ce que l'oxigène part de l'oxide d'argent, où il se trouve très peu condensé (l'argent étant un des métaux les moins combustibles), dans la Potasse où il est dans un ~~état~~ état de très grande condensation, et cela indépendamment de ce que cet alcali soit regardé comme un oxide ou comme un composé d'Eau et de Potasse puisqu'il faut des moyens si énergiques pour les séparer.

Ce qui confirme cette théorie, c'est qu'à mesure que nous allons mettre le ~~métal~~ Potassium en contact avec des oxides métalliques moins facilement réductibles et où par conséquent l'oxigène se trouve dans un état de condensation qui le rapproche davantage de celui dans lequel il se trouve dans la Potasse, nous verrons ce dégagement diminuer.

D'abord les oxides de Plomb et de cuivre étant faciles à réduire produisent à peu près le même effet que l'oxide d'argent.

Oxides de Fer

Quant aux oxides de fer. avec l'oxide noir, il n'y a pas de Lumière de dégagé,(1) avec l'oxide Rouge il y a un grand dégagement de lumière, ce qui ~~offre une nouvelle preuve~~ qui prouve d'une nouvelle manière ce qu'on savoit déja, que les portions d'oxigène qui constituent les oxides métalliques au maximum, y tiennent moins, ~~que~~ ou y sont moins condensées que celles qui constituent les oxides des mêmes métaux au minimum.

Si on se sert d'un Oxide d'étain, il ne se produit plus de lumière, il se dégage seulement une qté de Calorique capable de faire rougir la Matière.

avec l'oxide de Zinc même effet. pas de Lumière dégagée, seulement la matière Rougit. le Zinc se trouve réduit en globules il faut une plus haute température pour déterminer l'action.

(1) Néanmoins à l'expérience ~~que~~ Mr Thénard nous fit, il y eut un très grand dégagement de lumière, qu'il attribua à ce que l'oxide noir employé contenait de l'oxide Rouge.

Potassium

Action de l'Oxide de Chrôme

Si on emploie de l'oxide de Chrôme, il le réduira comme les precedents avec dégagement de Calorique seulement. ce qui reste dans le Tube est un mélange noirâtre de Potasse et de Chrôme très divisé. Si on laisse refroidir le Tube et qu'on le casse ensuite, aussitôt que la matière qu'il contient aura le ~~mélange~~ contact de l'air, elle s'enflammera et produira par sa combustion du ~~[illegible]~~ Chrômate de Potasse.

Ce fait est facile à expliquer: le Chrôme se combine si facilement et si bien à l'oxigène qu'il peut en absorber assez pour former un acide que l'on nomme acide Chrômique, et cet acide ~~a une ass~~ se combine facilement à la Potasse. Lors donc qu'on expose à l'air un mélange de Potasse et de Chrôme très divisé, la Potasse détermine le Chrôme à former de l'acide Chrômique en fixant l'oxigène de l'air et cette fixation se fait si vivement que la Lumière et le Calorique dégagés deviennent sensibles. Si le Chrôme n'étoit pas si rare on pourroit utiliser cette propriété cette matière offriroit un bon Pyrophore.

Action des Terres

Au lieu d'oxides Métalliques on a mis en contact des Terres pures avec le Potassium. et cela toujours de la même manière dans un tube de verre fermé par un bout. toujours l'apparence métallique a disparu et on a obtenu un résidu composé de Potasse et de la terre employée. en faut il conclure précipitamment que la Silice la Zircone et l'Ittrya qu'on a soumises à cette expérience étoient des oxides Métalliques? non, leur attraction pour la Potasse a pu en chasser l'hydrogène (1)

(1) Bon dans la supposition de l'hydrure de Potasse, mais si la théorie de Mr. Davy est la véritable?

Action de la Potasse

La Potasse ellemême agit sur le Potassium ; le tout perd l'apparence métallique et devient Potasse. les partisans de la Iere hypothèse disent que l'oxigène de la Potasse se partage entre cet alcali et le Potassium de manière à former un oxide au minimum qui ~~Exposé~~ sitôt qu'il a le contact de l'air se sature ~~[illegible]~~ d'oxigène et devient Potasse. ceux de la seconde, disent que l'Eau contenue dans la Potasse se Partage dans l'hydrure dont l'hydrogène se dégage, de sorte que le tout devient de la Potasse contenant un peu moins d'Eau qu'elle n'en contient ordinairement.

Toutes les expériences faites jusqu'ici nous portent à croire que le Potassium peut enlever l'oxigène à tous les corps qui en contiennent : Les Expériences suivantes nous le prouveront sans replique, en nous montrant que non seulement cette substance métalliforme enleve l'oxigène aux corps brulés lors qu'ils sont isolés, mais encore qu'il le leur enleve lorsqu'ils ~~[illegible]~~ combinés à ~~[illegible]~~ un troisième corps ils ~~[illegible]~~ forment des Sels.

34e Leçon

Action des Sels.

Nous allons donc aujourd'hui examiner l'action des Sels sur le Potassium, et pour cela prendre toujours un tube de verre, y Introduire d'abord un fragment de métal puis une quantité convenable d'un Sel quelconque, et Chauffer.

du Muriate Surox: de Potasse

Si nous employons pour cette expérience du muriate suroxigéné de Potasse, dès que le métal sera fondu, la décomposition du Sel aura lieu, il se dégagera beaucoup de lumière et de Calorique et le Tube cassera.

du Nitrate de Potasse

Si nous nous servons de nitrate de Potasse, il ne se dégagera que très peu de Lumière et de Calorique.

Le 1er de ces faits nous prouve que l'oxigène se trouve très peu condensé dans le muriate suroxigéné de Potasse ;

Potassium

mais de ce que le q^d ne nous offre par le même résultat, il ne faut pas conclure que l'oxigène soit bien condensé dans le nitrate de Potasse ; tout porte à croire au contraire qu'il y très peu, et on peut expliquer pourquoi il se dégage si peu de lumière et de calorique dans cette expérience, en observant que le nitrate quelque fondu qu'il soit contient toujours de l'Eau et que cette eau suffit à peu près à la décomposition ou à l'oxigénation du Potassium.

Applications Théoriques

D'après les phénomènes qui accompagnent la combustion d'un corps, on peut présumer de la plus ou moins grande condensation dans laquelle se trouve l'oxigène dans le corps brulé. ainsi par exemples ; le fer et le Zinc brûlent avec un grand dégagement de lumière et de calorique. l'oxigène doit donc être bien condensé dans leurs oxides, et ces oxides doivent être difficiles à réduire : aussi avons nous vu que ces oxides ne dégageoient que très peu ou pas de Lumière dans leur action sur le Potassium. Le Plomb et ~~[illegible]~~ le cuivre au contraire exposés à l'action de l'air et du calorique ne s'y oxident que lentement et sans dégagement sensible de calorique et de lumière ; l'oxigène conserve donc dans les oxides de ces deux métaux une grande partie de ~~[illegible]~~ fluides qui le constituoient gaz. il doit donc y être peu condensé. aussi voyons nous que ces oxides sont facilement réductibles, et qu'ils dégagent beaucoup de calorique et de lumière ~~pendant~~ lors de leur action sur le Potassium.

Cette manière d'envisager la fixation de l'oxigène sur les corps combustibles nous conduit à expliquer pourquoi le Souffre est indispensable dans la Poudre à canon. l'effet qu'on recherche dans la combustion de cette Poudre, est de produire dans

219

un instant inappréciable un très grand dégagement de Gaz. certainement le Soufre n'en produit pas ~~beaucoup~~ dans cette occasion, et cependant sans lui, avec le nitrate de Potasse et le Charbon seulement, on forme une poudre qui ne fait que fuser tranquillement. pour expliquer ce fait, examinons ~~le~~ dans quel état nous prenons l'oxigène, et l'état ~~qu'il~~ que prend le corps brulé. ~~nous prenons~~ L'oxigène est fourni en partie par le nitre et en partie par l'air. le corps qui resulte de la combustion du Charbon est gazeux. ~~les corps que nous brulerons en mélange de sel ...~~ l'oxigène en passant du nitre et de l'air dans l'acide carbonique ne doit donc dégager que pas ou peu de calorique et de lumière. l'élévation de température ne favorisant pas la combustion, elle est lente, le dégagement des gaz n'est que successif et la poudre n'a aucun effet violent.

ajoutons à présent du Soufre au mélange de nitre et de Charbon. ce Soufre brulera à l'aide du nitre et produira dans ce cas un sel nommé Sulfate de Potasse dans lequel l'oxigène est très condensé. mais ~~comme~~ comme nous le savons, l'oxigène est peu condensé dans le nitrate de Potasse. en quittant cet état pour prendre l'autre il devra donc dégager beaucoup de lumière et de calorique. la température de la masse s'élèvera alors, la combustion sera instantanée, la même quantité de gaz qui sans le Soufre ne se seroit dégagée que lentement se dégagera dans un moment inappréciable, et l'effet en sera terrible.

Revenons à l'action des sels sur le Potassium, ce qui va encore nous donner plusieurs exemples de la plus ou moins grande condensation de l'oxigène dans les corps solides

~~...~~ si comme dans toutes les experiences precedentes, ~~...~~

nous allons nous servir d'un tube fermé par un bout dans lequel nous introduirons d'abord un fragment de Potassium puis une quantité convenable de sel en Poudre.

Action des Sulfate et Sulfite de Baryte

~~[illegible]~~ Essayons d'abord comparativement le Sulfate et le Sulfite de ~~Potasse~~ dans les deux cas le sel se trouve décomposé, le soufre est mis à nud et se combine ensuite à la Potasse; mais avec le Sulfite il y a un grand dégagement de lumière et de Calorique, et avec le Sulfate, il y a seulement dégagement de calorique. cette différence vient probablement de ce que l'acide Sulfureux étant naturellement gazeux, l'oxigène se trouve moins condensé dans le Sulfite qui en est formé que dans le Sulfate dont l'acide est liquide et très dense, de sorte que cet oxigène qui quitte le Sulfite pour le potassium perd plus de calorique et de lumière qu'en quittant le Sulfate.

Le Phosphate de Chaux quoique l'oxigène y tienne opiniâtrement, est ~~[illegible]~~ aussi décomposé par le Potassium. Le Carbonate de Chaux l'est aussi; le Charbon est mis à nud, on peut l'obtenir par le lavage.

— du Muriate d'Argent

Le muriate d'argent est aussi décomposé par l'hydrure de Potasse, et avec un grand dégagement de lumière et de Calorique. on obtient du muriate de Potasse.

Quoique l'argent uni à l'acide muriatique tienne très fortement à l'oxigène, on voit néanmoins qu'il est décomposé très vivement par le Potassium. mais il faut considerer qu'ici non seulement l'attraction du Potassium pour l'oxigène tend à opérer cette décomposition mais encore l'attraction de l'acide muriatique pour la Potasse.

221

Si maintenant nous passons à l'action du Potassium sur les matières végétales ~~sur le Potassium~~, nous verrons qu'il les décompose presque toutes, tant est grande son attraction pour l'oxigène. il n'y a que les huiles et surtout ~~que~~ les huiles volatiles sur les quelles il n'a qu'une action lente.

Si nous jettons un fragment de Potassium dans de l'alcool, il restera à sa surface, y produira une vive effervescence, et dégagera assez de calorique pour enflammer l'alcool. nous obtiendrons au fond du vase une solution de Potasse.

Si on jette un Fragment de Potassium dans de l'éther, il ira au fond, y occasionnera une vive effervescence et un bruissement considérable; mais l'Ether ne s'enflammera ~~pas~~ pas (du moins il ne s'est pas enflammé dans l'Expérience faite par Mr Thenard quoiqu'il nous eût dit, je crois, qu'il s'enflammeroit)

Avec l'huile essentielle de térébenthine, il se produit une ~~effervescence~~ très légère et l'huile se trouble. peut être cependant serait-il possible d'obtenir cette huile assez pure pour qu'elle n'eût plus qu'une action extrêmement lente sur le métal.

L'huile de Naphte ou de Pétrole est le seul liquide dans le quel on puisse conserver assez long temps le Potassium. encore faut il qu'elle soit bien pure et recemment préparée.

Lorsqu'on met un Fragment de métal dans ~~de~~ l'huile de Naphte, il ne tombe que lentement au fond en raison de ce que sa pésanteur spécifique n'est pas beaucoup plus grande. l'huile reste transparente et le métal éclatant. si on laisse tomber dans le vase, une goutte d'Eau, cette Eau va

au fond, et dès qu'elle a touché le métal celui ci remonte. cet effet est dû au gaz hydrogène dégagé qui s'attache au métal et le rend spécifiquement plus leger. lorsque le gaz est dégagé, le métal retombe peu à peu au fond; on peut ainsi le faire monter et descendre jusqu'à ce qu'il soit entièrement dissous.

De tous les faits rapportés jusqu'ici, il resulte que le Potassium a une si grande attraction pour l'oxigène qu'il l'enlève à tous les corps reconnus jusqu'à présent pour en contenir; ce qui nous conduit ~~naturellement~~ à le mettre en contact avec certains corps qu'on soupçonne oxigénés sans encore avoir pu le prouver. je veux parler des trois acides Muriatique, Boracique et Fluorique.

35e Leçon

Action du Gaz Acide Muriatique

Lorsqu'on met du Potassium en contact avec du gaz acide Muriatique dans un tube au dessus du mercure, et qu'on échauffe le tube; dès que le Métal est fondu, il se produit une vive inflammation et on obtient du muriate de Potasse

Il ne faut pas conclure de cette experience que l'acide muriatique a été décomposé. en effet nous savons que cet acide à l'Etat gazeux contient le quart de son poids d'Eau laquelle y est intimement combinée: or cette qté est plus que suffisante pour opérer la combustion où la décomposition du Potassium.

Ce raisonnement seul nous montre l'impossibilité de décomposer l'acide muriatique par le métal de la Potasse; mais il n'en est pas de même des acides Boracique et Fluorique que nous pouvons obtenir entièrement privés d'eau;

on conçoit d'avance que par cela même que le métal ne rencontre pas d'Eau dans ces acides, il faut, vu sa grande attraction pour l'Eau ou pour l'oxigène, qu'il décompose l'acide lui même, qu'il lui enlève son oxigène, ou que l'acide n'en contienne pas.

Action du Gaz acide Fluorique Silicé

Pour avoir l'acide Fluorique privé d'Eau, il faut le prendre à l'état de Gaz acide fluorique silicé, car nous savons que lorsqu'il est pur il est Impossible de l'Isoler de l'Eau.

On remplit une cloche de ce gaz, on fixe un fragment de Potassium au bout d'un fil de fer recourbé et on l'introduit sous la cloche. alors après avoir fait rougir au feu un petit têt en terre cuite, on le fait passer sous la cloche, et on y fait toucher le métal; Le métal se fond et brule avec une très grande Inflammation.

Lorsque la combustion a cessé, on voit que le gaz a diminué de beaucoup en volume, et on trouve pour résidu de l'acide Fluorique, du Fluate de potasse, et une matière particulière que jusqu'ici on n'a pu parvenir à Isoler et qui chauffée à l'air s'enflamme. il n'y a pas eu de gaz hydrogène mis à nud. Si on reflechit à cette circonstance qu'il n'y a pas eu d'Eau de décomposée, on en conclura puisque le métal a brulé, qu'il a enlevé de l'oxigène à l'acide fluorique. cette conclusion acquiert d'autant plus de poids, que l'on trouve dans la cloche un résidu combustible; cependant il faut l'avouer, nous n'avons pas encore pu Isoler ce résidu combustible, nous n'avons pas pu par conséquent recomposer de l'acide Fluorique, et jusqu'à nouvel ordre nous devons regarder la décomposition de cet acide comme Indécise.

Potassium

Action sur l'Acide Boracique

Quant à l'acide Boracique, il n'est pas douteux que nous ne soyons parvenus à le décomposer par le potassium et à en retirer un corps combustible que nous avons nommé Bore.

Commençons d'abord par faire cette expérience dans un tube de verre afin de voir les phénomènes qui s'y passent et pour cela Introduisons dans ce tube alternativement un petit morceau de Potassium et un peu d'acide Boracique très pur fondu et pulvérisé, de manière qu'il y ait quelques grains de chaque.

Chauffons le tube et à une température de 150° environ la decomposition ~~bien~~ aura lieu. il se dégagera assez de calorique pour faire rougir le tube

Nª. à l'Instant de cette décomposition, on voit sortir du tube une flamme vive et assez considérable dont mr Thenard à negligé de nous parler, mais qui étoit probablement due à la volatilisation d'un peu de métal qu'il avera mis en excès

Les Proportions les plus favorables pour cette opération sont 7 Parties d'acide Boracique et 6 de Potassium. nous allons nous en servir pour répéter l'expérience précédente assez en grand pour pouvoir en examiner le résultat.

Prenons pour cela un tube de Cuivre fait en forme de longue éprouvette, introduisons y les proportions convenables de métal et d'acide, fermons le tube avec un Bouchon traversé par un tube de verre recourbé se rendant dans une cuve à mercure. Chauffons la partie inférieure du tube de cuivre; bien avant qu'il rougisse, la décomposition de l'acide s'opérera, et on verra sortir du tube de verre beaucoup de vapeurs blanches et très denses.

Ces vapeurs sont

D'après l'une et ~~dans~~ l'autre Théorie, ~~on~~ ~~[illegible]~~ ~~l'acide~~

on voit que puisque l'acide Boracique ne contient pas d'eau, et que néanmoins le Potassium se change en Potasse, il faut que ce soit l'acide qui lui ait fourni de l'oxigène. mais il n'y a qu'une partie de cet acide qui soit décomposée, l'autre se combine à la Potasse formé et par là se trouve preservée de la décomposition; de sorte que le résidu contient du Borate de Potasse, un excès de Potasse, et le Radical de l'acide décomposé. comme la Potasse et son borate sont solubles et que le radical ne l'est pas, on le sépare par le lavage et pour cela on lave le résidu pulvérisé jusqu'à ce que l'Eau en sorte Insipide. alors on le fait secher. c'est là le Bore.

Ce corps est solide, a de loin l'aspect du Charbon, mais de près paroît brun verdatre. il est Insoluble dans l'Eau, n'a aucune action sur les couleurs bleues végétales. ne paroît pas jusqu'à present pouvoir se combiner aux alcalis, mais paroît susceptible de combinaison avec les corps combustibles métalliques et non métalliques.

depuis longtems Mr Descotils avoit remarqué qu'en ~~[illegible]~~ chauffant fortement un mélange de Platine de Charbon et d'acide Boracique, on obtenoit un culot métallique assez fusible et jouissant de propriétés particulieres. le fer ~~[illegible]~~ avoit offert un resultat analogue. *alors on croyoit que l'acide se combinoit au métal, mais il est probable que cet acide se trouve décomposé par le Charbon et que son radical s'unit au platine ou au fer.

Le Bore chauffé avec le contact de l'oxigène s'enflamme à la Chaleur rouge cerise et reforme de l'acide Boracique.

Pour faire cette expérience on prend un tube de verre fermé et recourbé par un bout de manière à representer à peu près une petite cornue. on le remplit d'oxigène au moyen du mercure, et on * fait ensuite passer un peu de Bore dans la partie recourbée que l'on chauffe avec quelques Charbons. lorsque le tube commence

Potassium

à rougir, on voit le bore brûler avec une flamme verdâtre et le mercure remonter dans le tube. mais la combustion s'arrête bientôt, parceque l'acide boracique qui se forme se fondant par la chaleur, recouvre toute la surface du Bore et interrompt son contact avec l'oxigène. il faut répéter la combustion 7 à 8 fois pour convertir entièrement 3 à 4 centigrammes de Bore en acide boracique. voici un moyen plus expéditif.

On fait rougir un Creuset d'argent. on le pose en cet état sur un têt surnageant le mercure d'une cuve. on y projette du bore pulvérisé et on le recouvre sur le champ d'une cloche... comme dans l'Experience précédente le Bore brûle vivement et assez longtemps; mais enfin elle s'arrête. on laisse refroidir le Creuset, on pulvérise le résidu et on recommence la combustion 5 ou 6 fois. alors on verse de l'eau dans le creuset, on l'y fait bouillir afin de dissoudre l'acide formé et d'en examiner les propriétés.

Cette solution présente toutes les propriétés de l'acide Boracique. elle rougit faiblement le tournesol, elle forme avec la Baryte un précipité soluble dans un excès d'Eau, elle cristallise en paillettes par l'évaporation &c. &c...

36e Leçon

Sodium

Du Sodium

On se procure ~~cette~~ substance métalliforme de la même manière que celle de la Potasse, en se servant de soude très pure au lieu de Potasse on explique aussi ~~la~~ formation ~~de la même~~ à l'aide des mêmes théories.

Le Sodium est moins ductile et plus solide ~~que celui de la Potasse~~ que le Potassium, néanmoins on peut encore le pétrir entre les doigts et le couper avec un couteau. il est aussi moins fusible; car il exige 90° de température pour se fondre, tandis que le Potassium n'en exige

227

que 58°.

Trois Parties de Sodium et une de Potassium forment un alliage liquide à 0 et ayant l'apparence du mercure. Si pour obtenir un de ces Métaux on se sert d'un Alkali contenant de la Soude et de la Potasse, on obtient de même un métal liquide; et c'est là probablement ce qui a causé l'erreur de ceux qui avoient d'abord annoncé que le Potassium étoit liquide à +4°. Ils avançoient aussi que ce métal perdoit sa ductilité en se solidifiant ce qui est vrai; car l'alliage des deux métaux jouit de cette propriété.

le Sodium est moins avide d'oxigène que le Potassium, on a peine à conserver celui ci dans l'huile de Naphte, le Sodium s'y conserve bien longtems sans altération; du reste il agit de la même manière sur les acides les oxides métalliques et les Sels, seulement les phénomènes sont moins marqués et moins prompts.

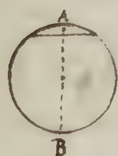
Nous avons vu que le Potassium jetté à la surface de l'Eau s'enflammoit; le Sodium s'y promène seulement en sifflant et en produisant une vive effervescence de gaz hydrogène lequel n'est pas enflammé. L'alliage des deux métaux y produit une Inflammation encore plus vive que le Potassium seul. cela vient comme nous allons le prouver de ce que le Sodium dégage beaucoup plus d'hydrogène que le Potassium, de sorte que cet hydrogène se trouve enflammé avec celui de ce dernier Métal.

A volume égal le Sodium dégage 2 fois plus d'hydrogène que le Potassium. pour éviter de peser ces métaux, on se sert d'un petit Instrument composé de deux disques en cuivre dont l'un est creusé sur une de ses surfaces d'une petite cavité hemisphé-rique, et l'autre ayant un côté tranchant peut s'appliquer exactement sur le 1er.

Pour avoir un volume égal de ces deux métaux, on prend séparément un fragment de chaque, on l'essuye exactement on le pétrit et on en forme une petite sphère que l'on laisse ensuite le plus possible

Sodium









dans la petite cavité dont il vient d'être parlé. alors on glisse l'autre disque sur le 1er. le coté tranchant rencontre le globe metallique et en coupe tout cequi excède le niveau du disque. on porte ainsi le tout dans l'Eau au dessous d'un Entonnoir qui entre dans une longue éprouvette graduée, remplie d'eau et renversée. alors on sépare les deux disques, le métal se trouve en contact avec l'Eau, la décompose ou l'absorbe, l'hydrogène se dégage et s'élève dans l'Eprouvette. on voit par cette expérience que le volume employé de Potassium produit 36 Parties de Gaz, tandis et que le même volume de Sodium en produit 70.

(Na. le gaz hydrogène dégagé par le Potassium étoit opaque et blanchâtre, l'autre étoit transparent.)

On prouve que le Gaz dégagé est de l'hydrogène pur, en le brulant dans l'Eudiomètre de volta avec Moitié son volume de gaz oxigène, l'absorption est complette.

Toutes les autres propriétés du Sodium étant semblables à celles du Potassium il est Inutile de nous y arrêter plus longtems.

Il nous reste pour completter l'histoire de ces deux substances métalliformes à parler de l'action qu'elles exercent sur le Gaz ammoniaque, et c'est cette expérience qui devra nous décider en faveur de l'une ou l'autre théorie.

Action du Gaz Ammoniaque

On prend une Eprouvette longue et recourbée vers son extrémité, on la sèche exactement et la bouchant avec le doigt on la plonge sous du mercure privé d'air et d'Eau par l'Ebullition on l'en remplit exactement, et on y fait passer ensuite 60 Parties en volume de Gaz ammoniaque très pur et enfin un fragment de Potassium dont on a determiné le volume au moyen des deux disques de cuivre decrits plus haut. le métal étant poussé à l'aide d'une tige de fer jusque dans la courbure

229

de la Cloche, on chauffe cette partie avec un Charbon allumé.

D'abord le métal se recouvre d'une croute qui disparoit ~~bientot~~ ~~par~~ & bientot se détache lorsqu'il vient à se fondre. alors il se fait une vive effervescence, avec un grand dégagement de calorique. néanmoins le mercure remonte dans la cloche, le métal disparoit et ~~s~~ est remplacé par une substance brune verdatre qui n'a aucune apparence métallique. lorsque tout est refroidi. on voit qu'il reste dans la cloche 36 parties et demie d'un Gaz qui examiné se trouve être du Gaz hydrogène pur.

Dans cette expérience il y a donc absorbtion de 60 parties de gaz ammoniaque, dégagement de 36 parties ½ de Gaz hydrogène et formation d'une matière brune verdatre.

Remarquez que la q^té de gaz hydrogène dégagée est absolument égale à celle qui se dégage pendant l'action de l'Eau sur le ~~xxx~~ Potassium.

nous avons deux moyens de reconnoître la nature de cette substance brune verdatre, ~~xxxxx~~ le feu et l'Eau. lors donc que l'appareil précédent est refroidi, on renverse la cloche sous le mercure l'ouverture en haut de manière à la remplir entièrement de mercure. alors on la remet dans sa 1ere position. on entoure la partie courbe d'un grillage dans lequel on met des charbons allumés.

à une Chaleur peu considérable on voit un gaz se produire peu à peu et déplacer le mercure. ce gaz est de l'ammoniaque pure, on peut ainsi en obtenir 24 parties en augmentant ~~le feu~~ graduellement. mais alors la chaleur devient capable de décomposer l'ammoniaque de sorte que le gaz que l'on obtient ensuite est ~~un~~ un mélange d'ammoniaque d'azote et d'hydrogène le tout équivalent à 12 parties d'ammoniaque. la Chaleur augmentant encore, l'ammoniaque se trouve entièrement décomposée et

on n'obtient que de l'hydrogène et de l'azote lesquels avant que le verre ne commence à fondre se trouvent encore equivaloir à 12 parties d'ammoniaque. ~~...~~ voici donc déjà les quatre cinquièmes de l'ammoniaque retirés de la matière verdâtre seulement par le feu; mais le verre ne pouvant supporter le degré de chaleur qui serait nécessaire pour dégager le reste, il faut employer l'eau. on laisse donc refroidir le tube, on y fait passer une très petite quantité d'eau, on agite, et on chauffe légèrement pour faciliter l'action. cette eau se combine à la potasse et en dégage 12 parties de gaz ammoniaque. Con voit qu'il importe de ne mettre qu'une quantité d'eau extrêmement petite, sans quoi on redissolveroit une partie de l'ammoniaque.

On peut obtenir directement par l'eau les 60 parties de gaz ammoniaque, en chassant d'abord le gaz hydrogène x par le mercure, y faisant parvenir une très petite qté d'eau et chauffant légèrement. L'eau se combine à la potasse et en dégage 60 parties de gaz ammoniaque. on prouve que ce gaz est pur en faisant passer dans la cloche une nouvelle qté d'eau laquelle l'absorbe entièrement.

x de la cloche

Cherchons maintenant à expliquer tous ces faits. d'abord en traitant le potassium par l'ammoniaque nous avons vu que celle-ci disparoissoit que le potassium perdoit son apparence métallique, et qu'il se degageoit de l'hydrogène. d'où peut venir cet hydrogène?

d'abord il ne peut venir de l'eau qu'on pourroit supposer contenue dans l'ammoniaque, car ces 36 parties d'hydrogène, converties en eau au moyen de 18 parties d'oxigène donneroient en poids plus d'eau que l'ammoniaque employée.

Dans l'hypothèse de Davy que le Potassium est un corps simple il faut donc nécessairement admettre que l'hydrogène vient

de l'ammoniaque; mais comme par le feu seul on dégage une partie de celle employée, il faut supposer qu'il n'y en a qu'une partie de décomposée, que l'hydrogène de cette partie se dégage tandis que l'azote joint à l'ammoniaque non décomposée s'unit à la potasse pour former ce corps brun verdâtre que l'on obtient, de sorte que par le feu on dégage toute l'ammoniaque que contient ce corps sans en dégager l'azote. il faut supposer enfin que lorsqu'on y ajoute de l'eau, l'oxigène de cette eau oxide le Potassium tandis que l'hydrogène trouvant juste la qté d'azote necessaire pour le saturer forme avec lui de l'ammoniaque. mais quelle singulière circonstance on est obligé d'admettre! de plus nous voyons le Potassium avoir une attraction assez marquée pour l'hydrogène, tandis qu'il ne s'unit pas à l'azote, ne semble t'il pas que si un des principes de l'ammoniaque ~~devait~~ restait combiné avec le Potassium, ce dut être

(1) l'hydrogène? au lieu qu'en regardant le Potassium comme une combinaison d'hydrogène et de Potasse, on conçoit facilement ~~pourquoi on ne dégage la même qté de ce gaz lorsqu'on combine la Potasse avec l'Eau et avec l'ammoniaque~~ que le même phenomène ~~doit~~ peut avoir lieu en traitant cette substance metalliforme par l'Eau ~~et~~ par l'ammoniaque. dans le 1er cas l'Eau est absorbée par la potasse, l'hydrogène se dégage, dans le second c'est l'ammoniaque qui est absorbé et qui dégage l'hydrogène,

---

(1) ces objections à la theorie du Potassium, n'ont pas un grand poids. en effet ~~on doit~~ devrait t'on s'étonner de voir la matière brune verdâtre composée de Potassium et d'azote dans des proportions telles que l'un puisse saturer l'hydrogène de l'Eau décomposée par l'autre, tandis que nous voyons dans l'action lente de l'acide nitrique sur quelques métaux, cet acide et l'Eau qu'il contient se décomposer dans des proportions telles que l'azote du 1er sature l'hydrogène de celle ci.

quant à la 2de objection voici ce qu'on peut y repondre de ce que le Potassium n'a pas d'attraction pour l'azote seul ce n'est pas une raison pour qu'il n'en ait pas pour l'azote et l'ammoniaque réunis.

Sodium

Cette Théorie n'est elle pas plus satisfaisante d'autant qu'on voit la quantité d'hydrogène dégagée être exactement la même dans les deux cas. n'est il pas plus raisonable de dire que l'ammoniaque n'est pas décomposée, puisqu'en effet on retrouve toute la qté d'ammoniaque employée en la chassant de sa combinaison avec le potasse par l'Eau, et puisque par le feu qui ne peut fournir ni azote ni hydrogène on en retrouve les $\frac{4}{5}$. enfin pour terminer toute discution à ce sujet nous nous proposons d'essayer de dégager totalement l'ammoniaque au moyen du feu seulement et si nous y parvenons il n'y aura aucune objection à faire à notre Théorie.

37e Leçon

Ammoniaque

De L'Ammoniaque

On retire l'ammoniaque du sel qu'elle forme avec l'acide muriatique en présentant à cet acide une autre base qui a plus d'affinité pour lui. on pourroit à cet effet employer toutes les bases étudiées jusqu'ici, mais on se sert ordinairement de la chaux qui est la plus commune.

Extraction

On fait un mélange de chaux caustique et de sel ammoniac on l'introduit promptement dans une cornue à laquelle on adapte un tube que l'on fait plonger dans une cuve à mercure. on chauffe, l'acide muriatique se porte sur la chaux et forme un muriate de chaux qui reste dans la cornue tandis que l'ammoniaque cédant à l'attraction qu'elle a pour le calorique passe à l'état gazeux. on laisse perdre les premières portions qui contiennent de l'air et on ne commence à recueillir le gaz que lorsqu' après en avoir rempli un petit flacon et l'avoir porté sur de l'Eau, il se trouve absorbé sans résidu.

Propriétés

L'ammoniaque est un gaz permanent, invisible, moins pesant que l'air, et jouissant d'une odeur si forte et irritante qu'elle le fait qu'on le reconnait par cette propriété même lorsqu'il est divisé dans plus de mille fois son volume d'air.

Il est impropre a la Combustion, et asphyxie les animaux. il jouit à un très haut dégré des propriétés alcalines, il verdit sur le champ les violettes qu'on y plonge, rétablit la couleur du tournesol rougie par un acide, est très soluble dans l'Eau, et dans le nouvel état qu'il prend avec elle, cautérise la langue.

Composition

L'ammoniaque est un composé d'hydrogène et d'azote; on ne peut opérer la combinaison de ces principes lorsqu'ils sont à l'Etat gazeux parce que leurs molécules sont trop écartées les unes des autres pour pouvoir être soumises a la force d'attraction, peut être par une forte pression pourroit on y parvenir.

Ce qui montre que c'est l'écartement seul des molécules qui empêche ces gaz de se combiner, c'est que toutes les fois qu'ils se rencontrent condensés dans des combinaisons quelconques et prêts a passer à l'Etat gazeux, toujours ils se combinent et forment de l'ammoniaque.

De Même que la condensation favorise la combinaison des Gaz de même en sens inverse le Calorique qui tend à les dilater doit former un obstacle à cette combinaison et même souvent la détruire. L'ammoniaque en est la preuve une Chaleur rouge la sépare en ses deux principes constituants.

Décomposition

Pour opérer cette décomposition, on place un peu obliquement à travers un fourneau un tube de fer ou de verre luté dans lequel on ne met rien. L'Extrémité supérieure du Tube reçoit

Ammoniaque

le bec d'une cornue placée sur un fourneau et dans laquelle on a mis un mélange de Chaux et de Sel ammoniac. à l'Extrémité Inférieure se trouve un tube recourbé que l'on fait plonger dans une cuve à Eau.

On Commence par faire rougir le tube de fer. ensuite on Chauffe la cornue; le gaz ammoniaque se dégage, mais en passant par le tube rouge; il est décomposé, et on obtient sous la cloche un très grand volume de gaz que déjà on voit n'être pas de l'ammoniaque puisqu'on peut l'obtenir sur l'Eau. Ce gaz est Inflammable à la manière du gaz hydrogène ce qui Indique qu'il en contient: il contient aussi de l'azote comme nous le verrons tout à l'heure.

Le fluide électrique a aussi la propriété de décomposer le gaz ammoniaque. il semble en ces sortes d'occasions se rapprocher du calorique, mais peut être n'agit il en effet qu'en dégageant le calorique des gaz qu'il traverse par la contraction qu'il leur fait éprouver.

Pour cette expérience on fait passer un volume connu de gaz ammoniaque dans une petite cloche au dessus du mercure. on fixe solidement la Cloche sur la cuve. on y fait parvenir une tige de cuivre terminée en boule et Isolée du mercure au moyen d'un tube de verre. on électrise la tige, les étincelles se repetent au Milieu du gaz entre la boule de Cuivre et le mercure contenu dans la Cloche, le volume des gaz augmente peu à peu et finit au bout d'un certain tems par être doublé. on cesse alors d'électriser et si on examine le gaz on voit qu'il est devenu Inflammable, insoluble dans l'Eau et qu'il a entièrement perdu ses propriétés alcalines.

235

Ce gaz est ~~[illegible]~~ semblable à celui obtenu de la décomposition de l'ammoniaque par le feu et même on peut mieux compter sur sa pureté.

Pour l'analyser, on en fait passer un volume de 100 Parties dans un Eudiomètre. on y introduit après 50 Parties de Gaz oxigène bien pur. on enflamme le mélange à l'aide de l'Etincelle électrique et on obtient un résidu de 38 Parties. lesquelles soustraites de 150 P de Gaz employés, donnent 112 Parties pour le volume des gaz ~~[illegible]~~ absorbés par la formation de l'Eau. ~~De~~ ces 112 P. nous savons que les $\frac{2}{3}$ sont en hydrogène et l'autre tiers en oxigène; il y a donc eu 37,33 d'oxigène et 74.66 d'hydrogène absorbés. mais ces 74.66 forment toute la qté d'hydrogène qui était contenu dans les 100 Parties du gaz provenant de la décomposition du gaz ammoniaque, puisqu'il se trouve dans le résidu un excès d'oxigène: et comme en répétant l'expérience avec 37,33 d'oxigène seulement, tout cet oxigène se trouve absorbé, ainsi que l'hydrogène et qu'il reste un résidu gazeux de 25,34 facile à reconnaître pour de l'azote pur il ~~[illegible]~~ faut en conclure que l'ammoniaque est formé en volume de 74.66 d'hydrogène, et de 25.34 d'azote. ces qtés en volume comparées à la pesanteur spécifique de ces gaz, donnent pour 100 Parties Pondérales d'ammoniaque, à peu près 82 d'azote et 18 d'hydrogène.

38e Leçon
5
Propriétés

Quoique le Gaz ammoniaque soit presqu'aussi soluble que le Gaz acide muriatique, néanmoins lorsqu'on le met en contact avec l'air, il ne forme aucune vapeur visible en en condensant l'humidité. cela peut venir d'une certaine affinité qu'aurait l'ammoniaque pour l'air, de sorte qu'elle s'y ~~[illegible]~~ dissout, ou d'une plus grande tendance à ~~[illegible]~~ conserver l'état aëriforme de sorte qu'elle reste gazeuse et ne réfléchit pas

236

Ammoniaque

Action des Combustibles

~~sur~~ les rayons lumineux.

Le gaz hydrogène n'a aucune action sur le gaz ammoniac à une haute température celui ci se trouve décomposé mais alors cet effet est dû au calorique et non à l'hydrogène.

Le Phosphore et le Soufre n'ont aucune action sur le gaz ammoniaque.

Lorsqu'à une haute température on met en contact du gaz ammoniaque avec du Charbon, celui ci s'y dissout dans une certaine proportion et constitue un gaz ternaire composé d'hydrogène, d'azote et de Charbon, auquel on a reconnu des propriétés acides et que l'on appelle <u>acide Prussique</u>

Les Métaux n'altèrent pas l'ammoniaque.

Le fer éprouve de la part de l'ammoniaque un effet dont la cause est encore Inconnue.

On met un fil de Fer doux et très ductile dans un tube de Porcelaine qui traverse horizontalement un fourneau à une des extrémités du tube on adapte une cornue contenant un mélange de sel ammoniac et de chaux, et à l'autre un tube de verre plongeant dans une cuve à mercure.

le tout étant disposé et luté. on fait rougir le canon de Porcelaine, on chauffe alors la cornue; l'ammoniaque se dégage, se décompose par la Chaleur en passant par le Canon et on obtient sous les cloches un mélange de Gaz hydrogène et de Gaz azote de même que si on n'eût pas mis de fer dans le canon de Porcelaine. cependant si on retire ce fer on voit que de très ductile il est devenu très cassant. ~~et~~ ~~que~~ il est à remarqué qu'il n'a pas augmenté en poids.

Le Gaz ammoniaque est très soluble dans l'Eau

937 Action de l'Eau.

Si on en ouvre un flacon dedans ce liquide, ~~celui~~ celui ci s'y élance comme dans le vide et le remplit entièrement si le gaz est pur. mais s'il est mélangé d'autres gazs insolubles ~~alors~~ l'absorbtion est plus lente. un dixième en volume de Gaz hydrogène la retarde d'une manière très marquée cela vient de ce que ce gaz à mesure que les 1ères couches d'ammoniaque se trouvent absorbées remonte vers la partie supérieure du flacon ou alors la proportion d'ammoniaque devient moindre de plus en plus.

Le Gaz ammoniaque liquéfié par l'Eau porte le nom d'ammoniaque liquide. Pour l'obtenir en grande qté voici le procédé que l'on suit.

On fait dans une terrine un mélange exact de 4 kilogram de muriate d'ammoniaque et de 5 kilogrammes de Chaux pure reduite en poudre on introduit promptement le mélange dans une cornue de grès que l'on place dans un fourneau de reverbere. on adapte à la cornue une alonge et un ballon destiné à condenser l'Eau qui se dégage du mélange. De ce ballon on fait partir un tube de verre ~~plo~~ allant plonger dans ~~la~~ l'Eau d'un petit flacon à trois tubulures destiné à laver le gaz ammoniaque. ~~ce gaz ainsi lavé est conduit dans deux autres f.~~ à la suite de ce flacon on en met deux autres beaucoup plus grands dans lesquels on met en somme autant d'Eau qu'on a employé de sel ammoniac. ces 3 flacons sont munis de ~~tubes de~~ tubes de sureté et tout l'appareil est convenablement luté.

On chauffe la cornue; comme nous le savons déja. le muriate d'ammoniaque est décomposé par la chaux et le gaz ammoniaque se dégage. ce gaz traverse le ballon, se debarrasse dans le petit flacon des matières fuligineuses qu'il pourrait avoir entrainées, et vient se dissoudre

Ammoniaque

dans l'Eau des deux grands flacons, en abandonnant le calorique qui le constituait gaz, ce qui fait que ces flacons s'échauffent beaucoup. Le liquide augmente aussi beaucoup en volume, et il faut que les flacons aient été choisis assez grands pour suffire à cette augmentation.

L'Eau absorbe plus du quart de son poids, ce qui répond à 5 ou 600 fois son volume.

L'ammoniaque se combine à tous les acides excepté à l'acide muriatique oxigéné.

Lorsqu'on met ces deux corps en contact, tous deux se décomposent, il y a dégagement d'azote, formation d'Eau et de Muriate d'ammoniaque.

Cet effet est facile à expliquer. l'ammoniaque est formée d'hydrogène et d'azote lesquels sont peu difficiles à séparer. L'acide muriatique oxigéné est formé d'acide Muriatique et d'oxigène qui y tient peu. en mélant ces deux corps, l'oxigène doit se combiner à l'hydrogène pour former de l'Eau et l'azote doit se dégager. mais l'acide muri-atique ayant une grande attraction pour l'ammoniaque. il doit se combiner à une partie à mesure qu'il est mis à nud, la préserver par là de la décomposition et former du muriate d'ammoniaque.

On peut faire cette expérience de deux manières:

1° On prend un long tube de verre d'un grand diamètre on y verse jusqu'aux 5/6 eme de l'acide muriatique oxigéné liquide. on finit par le remplir entièrement avec de l'ammoniaque. alors on le bouche avec le doigt et on le renverse au dessus d'un vase contenant de l'Eau.

L'ammoniaque étant plus légère que l'acide le traverse et s'y décompose. il se dégage une Infinité de Bulles de tous les Endroits de la liqueur qui déplacent

le liquide à la partie supérieure. c'est du gaz azote dans le plus grand état de pureté qu'on puisse l'obtenir

l'Eau et le muriate d'ammoniaque formés se mêlent à l'Eau de l'acide et de l'ammoniaque.

Dans cette expérience il se dégage une assez grande qté de calorique, dont voici la source. L'oxigène est peu condensé dans l'acide muriatique oxigéné et de même l'hydrogène dans l'ammoniaque. tous deux passent dans un état de grande condensation en se combinant pour former de l'Eau. il doit donc y avoir un grand dégagemt de calorique qui dans ce cas est plus que suffisant pour gazéifier l'azote

Si au lieu de se servir d'acide et d'ammoniaque liquides, on les prend à l'Etat gazeux, le dégagement de Calorique sera si grand qu'il y aura même production de lumière. Pour exécuter cette expérience on remplit une petite cloche de mercure qu'on déplace ensuite presqu'entièrement par du gaz ammoniaque bien pur et bien sec. alors on y fait passer à la fois quelques bulles de gaz acide muriatique oxigéné aussi desséché; il se produit une vive lumière qu'il faut se presser de regarder, car bientôt les vapeurs de muriate d'ammoniaque qui se condensent contre la paroi intérieure de la cloche, empêchent de la voir.

On peut même appercevoir cette lumière en faisant dans l'obscurité passer du gaz acide muriatique oxigéné à travers de l'ammoniaque liquide très concentrée.

39e Leçon

Bâses Salifiables Tenneuses.

On se rappelle que nous avons divisé les Bâses Salifiables en alcalis et en terres. on se rapelle aussi que tous les alcalis sont âcres et caustiques, solubles dans l'Eau tandis qu'au contraire les terres soient Insipides et Insolubles.

nous rangerons les terres d'après la tendance qu'elles ont à se combiner aux acides; ainsi nous examinerons successivement la Magnésie, l'Alumine, la Glucine, l'Ittrya, la Zircône et la Silice.

Magnésie

De la Magnésie

la Magnésie a été longtems confondue avec la chaux dont cependant elle differe beaucoup; ce n'est guères que 1755 époque à laquelle Black découvrit l'acide carbonique qu'on les distingua l'une de l'autre et c'est encore je crois à ce celebre Chimiste que l'on doit cette découverte.

On ne trouve pas la magnésie pure dans la nature; mais elle s'y rencontre souvent combinée à l'acide sulfurique et quelquefois aux acides carbonique nitrique et muriatique.

Extraction

C'est surtout du ~~la combinaison~~ composé qu'elle forme avec l'acide sulfurique qu'on la retire. cette comp~~osition~~ se nomme <u>Sulfate de ~~mag~~ magnésie</u>. elle est très soluble et la magnésie par elle même ne l'est pas. Pour les séparer il s'agit donc de presenter au sulfate dissous dans l'Eau une bâse qui ait plus d'affinité pour l'acide sulfurique qu'en a la magnésie. celle ci mise à nud se ppte. Il faut aussi que la bâse employée forme un sel soluble avec l'acide sulfurique sans quoi le sel formé se ppterait avec la magnésie. on ne peut donc pas employer la baryte, ni la strontiane, non plus que la chaux dont le sulfate est ~~très~~ peu soluble. mais on se sert de Potasse ou de Soude.

247

On fait donc une Solution étendue de Sulfate de Magnésie. on y verse une Solution de Potasse caustique ou Souscarbonatée comme elle l'est ordinairement. il se forme un ppté très abondant. on reconnoit qu'il y a assez de Potasse lorsqu'en filtrant ~~un peu~~ de la liqueur et y versant un peu de Potasse elle ne précipite plus. alors on laisse reposer on décante, on lave deux ou trois fois la magnésie, on la met ~~jette~~ sur un filtre à égoutter, et on en forme des pains qu'on laisse sécher lentement à l'air. si la dessication étoit prompte, la magnésie prendroit trop de cohésion et n'auroit pas cette légereté qu'on recherche en elle.

Cette terre ainsi obtenue est combinée à l'acide carbonique qui existoit dans la Potasse employée. Pour l'avoir pure on la chauffe au rouge dans un creuset et pendant 2 heures. alors elle a perdu la moitié de son poids et on peut la regarder comme pure.

La magnésie est très blanche, Insipide, absolument Infusible au feu; on peut la regarder comme Insoluble car elle exige ~~à~~ 2000 parties d'Eau pour se dissoudre. elle verdit le Sirop de violettes ce qui la rapproche en quelque sorte des alcalis. exposée à l'air elle en absorbe l'Eau et à la longue l'acide carbonique. on la reconnoit alors de celle qui est nouvellement calcinée en y versant un acide. ~~elle~~ il se produit une effervescence plus ou moins vive qui n'a pas lieu avec la magnésie pure.

La magnésie ne s'unit ~~[illegible]~~ qu'au Soufre parmi les corps combustibles non métalliques et encore ~~cette~~ combinaison est elle difficile à opérer à cause de la différence de fusibilité des deux composants.

Pour y parvenir on met dans un tube de verre fermé par un bout

Magnésie

d'abord du soufre en poudre et ensuite de la magnésie. on fait passer ce tube verticalement à travers la grille d'un fourneau, et on chauffe. par ce moyen la magnésie s'échauffe la 1re et rougit lorsque le soufre commence à se volatiliser ce corps la traversant à l'état de vapeur s'y combine et forme un sulfure.

On peut encore obtenir ce sulfure en décomposant le sulfate de magnésie par le charbon. Il ne faut pas chauffer trop fort car on volatiliseroit la plus grande partie du soufre. du reste ce sulfure jouit des propriétés communes à tous les autres.

La Magnésie se combine à tous les acides; mais nous ne parlerons ici que des combinaisons qui fournissent des caractères propres à la distinguer des autres terres.

En melant deux solutions concentrées de sulfate de ma magnésie et de sulfate d'ammoniaque, il en resulte de suite une foule de petits cristaux qui obscurcissent la liqueur et qui bientôt viennent s'unir et se déposer au fond du vase.

Cela vient de ce que les deux sels se combinent et forment un sel bien moins soluble que les deux séparément.

Ce sulfate ammoniaco-magnésien n'est plus décomposable par l'ammoniaque.

Pour éclaircir ceci; prenons une solution de sulfate de Magnésie, versons y de l'ammoniaque, une partie de la magnésie se précipitera mais si avant on avoit ajouté dans la liqueur du sulfate d'ammoniaque le précipité n'auroit plus lieu. Il est facile de concevoir ici, que l'ammoniaque ayant plus d'affinité pour l'acide sulfurique que la

magnésie ppte celle-ci de sa dissolution, et que quand cette magnésie se trouve non seulement combinée à l'acide sulfurique mais encore ~~cette~~ le composé formé combiné au sulfate d'ammoniaque, il est dis-je facile de concevoir qu'alors la somme des affinités de la magnésie pour l'acide sulfurique et du sulfate de magnésie pour celui d'ammoniaque l'emporte sur l'affinité de l'ammoniaque pour l'acide sulfurique, et que la décomposition du sulfate de magnésie ne doit plus avoir lieu.

On doit conclure de cette explication que l'ammoniaque ne ppte pas entièrement la magnésie du sulfate de magnésie. et c'est en effet ce qui a lieu; car le sulfate d'ammoniaq à mesure qu'il se forme s'unit au sulfate de magnésie restant et le préserve de la décomposition.

On se convaincra facilement que toute la magnésie n'est pas pptée en décantant la liqueur et y versant de la potasse qui décompose les deux sulfates, dégage l'ammo--niaque et ppte la magnésie.

On conçoit aussi que si dans une solution de sulfate de magnésie on ajoute de l'acide sulfurique, le sulfate ne sera plus décomposé ~~elle~~ par l'ammoniaque, parceque celle ci s'unira d'abord à l'acide libre, le sulfate formé se combinera au sulfate de magnésie et le sel triple formé n'est pas ~~decompo~~ décomposable par l'ammoniaque.

Tous les sels à base de Magnésie ont une saveur amère très prononcée.

Alumine

De l'alumine

Son Nom lui vient du mot latin ~~Alumen~~, alun, sel dont cette terre est la base.

Elle est beaucoup plus commune que la précédente : c'est elle qui avec la silice constitue les argiles les glaises &c.. c'est aussi elle qui combinée à l'acide sulfurique et à la potasse ou à l'ammoniaque forme l'alun.

Quoique l'argile soit très commune, comme l'alumine s'y trouve mêlée à de la silice et à plusieurs autres matières lorsqu'on veut ~~elle~~ l'obtenir à l'état de Pureté, il est préférable de la retirer de l'alun.

L'alun se trouve très répandu dans la nature ; néanmoins on en forme une grande qté artificiellement, il a une saveur stiptique à laquelle il est impossible de se méprendre lorsqu'une fois on l'a gouté. il est tantôt le résultat de la combinaison des sulfates d'alumine et de potasse, et tantôt de ceux d'alumine et d'ammoniaque. dans les deux cas il présente les mêmes propriétés et est également propre à fournir l'alumine pure.

Extraction

Par la même raison que nous n'avons pas employé la Baryte, la Chaux ou la Strontiane pour pp̄ter la Magnésie de son sulfate, nous les rejetterons aussi pour l'extraction de l'alumine. des trois autres alcalis, l'ammoniaque est celle qu'il faut employer par ~~une~~ raison que nous dirons bientôt.

Pour obtenir l'alumine, on fait dans une solution d'alun, on verse dedans ~~de~~ l'ammoniaque dont on met un excès, cette ammoniaque ~~s'[illegible]~~ s'unit à l'acide sulfurique du sulfate d'alumine et cette base se pp̄te on lave le pp̄té

plusieurs fois on le fait egoutter sur un filtre et on le fait sécher lentement.

Propriétés

Cette alumine lorsquelle est pure est blanche, douce au toucher. elle happe à la langue dont elle absorbe l'humidité. elle est Infusible au feu, mais elle y durcit considérablement et perd de son volume. elle est Insoluble dans l'Eau avec laquelle cependant elle forme une pâte très épaisse. elle est Insipide. exposée à l'air elle en absorbe un peu d'humidité, ~~...~~ paroître en fixer l'acide carbonique. elle ne se combine directement avec aucun corps combustible; ~~...~~ néanmoins on peut obtenir un sulfure d'alumine en décomposant le sulfate par le Charbon et à l'aide du calorique. Il ne faut pas chauffer trop fortement car le soufre y est si peu retenu quil s'en sépareroit presqu'en totalité.

l'Alumine se combine à tous les acides, les sels quelle forme au lieu d'être amers comme ceux à base de Magnésie sont acerbes et astringents.

L'alumine pure ne pourroit se distinguer infailliblement des autres terres par ses propriétés Physiques. Il faut pour cela la transformer en alun. Pour y parvenir on prend de l'alumine nouvellement précipitée et non calcinée (1) on y verse de l'acide sulfurique un peu étendu ou même concentré: l'alumine se dissout complettement; ~~alors~~ on y verse une solution de sulfate de Potasse ou d'ammoniaque,

---

(1) L'alumine calcinée est presqu' Insoluble dans les acides, il faut en chercher la cause dans la grande cohésion quelle acquiert par le feu: c'est une preuve des modifications qu'apporte la Cohésion à l'attraction de Composition.

Alumine

et aussitôt la liqueur se trouble et cristallise. ce qui est dû à ce que les deux sels en se combinant en forment un qui est bien moins soluble que les deux séparément. ce sel une fois formé sa saveur et ses propriétés sont si caractéristiques qu'on ne peut s'y méprendre.

Enfin l'alumine est soluble dans la potasse et dans la soude. si dans une solution d'alun on verse de la potasse caustique, l'alumine sera d'abord pptée, mais si on ajoute un excès d'alcali, le ppté disparoitra. la soude se conduit de même, au lieu que l'ammoniaque ne redissout jamais le ppté qu'elle a formé, l'alumine n'y étant pas soluble. c'est cette raison qui fait que l'ammoniaque est préférable à la potasse et à la soude pour ppter l'alumine de l'alun.

Supposons actuellement avoir une terre à reconnoître et qu'elle soit de l'alumine ou de la magnésie. on la fait dissoudre dans l'acide sulfurique, on y ajoute du sulfate d'ammoniaque, puis de l'ammoniaque liquide s'il se forme un ppté la terre inconnue sera de l'alumine, dans le cas contraire, elle sera de la magnésie.

40e Leçon

Argile

De l'argile et de ses usages.

L'argile est un composé de beaucoup de silice et d'alumine; on y trouve aussi souvent du carbonate de chaux et du fer oxidé.

On peut diviser les argiles en 2 classes: les argiles réfractaires et celles qui sont vitrifiables.

Les argiles réfractaires au feu sont celles qui ne contiennent presque que de la silice et de l'alumine; elles sont

en général blanchâtres et peuvent acquérir une grande dureté par le feu. Telles sont les argiles de Dreux, de St Yrieix près de Limoges et du Devonshire en Angleterre voici le résultat de l'analyse qu'on a faite de deux espèces de cette argile.

	Pétunzé	Kaolin
Silice	74.0	71.15
alumine	14.5	15.86
Chaux	5.5	1.92
Eau		6.73
Perte	6.0	4.34
	100.0	100.00

Les argiles vitrifiables contiennent une bien plus grande proportion de carbonate de chaux qui leur donne de la fusibilité, et aussi de l'oxide de fer qui les colore elles sont plus communes et moins estimées.

Art du Potier.

L'emploi de ces différentes argiles pour en faire une infinité de vases ou d'instruments constitue l'art du Potier.

On peut partager les objets fabriqués par le potier en 2 classes.

1° les Tuiles, les briques et les Carreaux. pour ces objets on ne lave même pas l'argile; ~~[illegible]~~ lorsqu'elle est trop onctueuse ~~[illegible]~~ on y ajoute un peu de sable en poudre, on en fait une pâte avec de l'eau, on lui donne la forme convenable, on sèche et on cuit.

2° Tout ce qu'on comprend sous le nom de Poterie.

On peut réduire à 5 principales les opérations nécessaires à sa fabrication.

Alumine

1°. le Lavage. on délaye l'argile dans l'Eau, on l'y divise par l'agitation, on laisse reposer un Instant pour en séparer le Sable et les corps étrangers; on décante l'Eau encore trouble et on la laisse dans un autre vase où elle dépose l'argile en poudre fine. même pour les poteries les plus communes on fait subir un lavage à l'argile; pour celles qui sont délicates, on réitère l'opération 3 ou 4 fois afin d'avoir la terre en poudre Impalpable. on décante l'Eau. on fait Secher l'argile lentement, et on la réduit en Poudre.

2° Preparation de la Pâte. on prend cette argile en poudre. on y mêle plus ou moins de Sable très fin, Suivant que l'argile contient déja de silice; (l'argile Seule prendroit trop de retrait au feu et se fendilleroit.) on delaye le mélange dans de l'Eau de manière à en former une pâte qu'on abandonne à elle même pendant 3 ou 4 mois.

Pendant ce tems elle semble se pourrir et elle noircit légèrement ce qui est dû à la décomposition de quelques matières organiques que l'on Suppose contenues dans l'argile. au bout du tems necessaire à cette altération on pétrit la pâte de nouveau. (note ci après)

3° Façonnage. on façonne la Pâte de 2 manières. 1° au tour pour les petits objets faciles à tourner. 2° au Moule. ces moules se font en Platre.

4° Cuisson. On Cuit les objets façonnés. il faut que cette opération se fasse très lentement. et en

effet. on conçoit que si on exposoit de suite la pâte à un feu violent, elle se déformeroit et se gerceroit. On commence donc par l'exposer à l'air sec pendant quelques mois. ensuite on les met dans une étuve dont la température est de 35 à 40°; on la porte après dans un four pratiqué au dessus de celui où doit s'achever et dont la température est de plus de 100°: ~~la poterie~~ en sortant de ce four est un peu durcie, on dit qu'elle est dégourdie. enfin on la met dans le four inférieur, où elle éprouve un violent coup de feu.

Pour empêcher que la flamme ne noircissent les pièces et ne les crévasses ~~et~~ en les chauffant inégalement; on les enferme dans des enveloppes dites Gazettes faites avec une argile très infu-sible comme celle de Dreux.

5° Couverte: si on se servoit des vases d'argile tels qu'on les retire du four, les différents liquides qu'on y mettroit les pénétreroient. il faut donc pour parer à cet inconvénient les couvrir d'une espèce de vernis ou d'émail. c'est ce qu'on appelle y mettre la couverte. cette couverte se fait avec des matières ~~~~ dont le mélange est plus ou moins fusible suivant l'espèce de poterie à laquelle on la destine.

Il est difficile de rencontrer de bonnes couvertes,

(Note). cette supposition cesse d'en être une, si on enferme de cette pâte dans un bocal de verre bien bouché. au bout d'un certain tems l'air qui y est renfermé se ~~se~~ trouve tellement vicié qu'il ne contient plus guère que 0,10 à 0,12 d'oxigène.

249
Alumine

c'est à dire que comme les argiles diffèrent dans leur proportions d'alumine et de silice et que parconséquent elles se dilatent puis se retirent plus ou moins au feu, il est difficile de rencontrer des couvertes tellement composées qu'elles suivent absolument les mêmes variations.

Comme les poteries communes sont à bas prix, on est ~~obligé~~ obligé d'employer pour leur couverte, un émail assez ~~[illegible]~~ fusible pour ne pas exiger un nouveau coup de feu pour se fondre; ainsi on le compose tantôt avec les oxides de plomb et de cuivre, tantôt avec ceux de plomb et d'étain. on l'étend sur les pièces lorsqu'elles sont cuites et on les remet dans le four qui a servi à les cuire.

Cette couverte est attaquable par les acides et par l'hydrogène sulfuré, ce qui peut devenir funeste à ceux qui s'en servent. il seroit à désirer qu'on put en trouver une autre aussi économique et de nature terreuse.

Les poteries communes sont toujours colorées en rouge à cause de l'oxide de fer que contenoient les matières premières, et qui est passé à l'état d'oxide rouge par la cuisson. on emploie pour les faire, des argiles communes auquelles on ajoute quelquefois du carbonate de chaux et du sable pulverisé. du reste on les fait passer par les differentes opérations que nous avons décrites en y mettant plus ou moins de tems et de soin.

La fayence blanche ou de terre de pipe, de terre angloise se fait avec de l'argile très pure et parconséquent peu fusible. cette poterie est plus dure, et d'un grain plus fin. la couverte se fait avec de l'argile pure de la

Potasse et un peu d'oxide de Plomb.

Quant à la Porcelaine, voici comme on la fait: on prend une espèce d'argile nommée par les Chinois Kaolin. la quelle paraît être du Feld Spath altéré. on le met en poudre très fine ~~...~~ qu'on mêle avec du Pétunzé autre espèce de Feld Spath également reduit en poudre Impalpable. on fait la pâte on la laisse pourrir, on la façonne on la seche et on la dégourdit.

alors au lieu de la mettre à cuire de suite, comme la couverte est presque aussi Infusible que la Pâte même on l'applique auparavant.

Pour cela on prend du feld Spath fondu au feu vitrifié et ensuite broyé à l'eau après de l'avoir en poudre très Tenue. on le delaye dans de l'Eau légèrement acidulé avec du vinaigre, on pelle la Porcelaine dans la liqueur trouble, une couche très légère de feld Spath se fixe à sa surface; on la laisse secher et on l'expose à un feu violent.

L'argile sert encore à retirer l'acide nitrique du Nitrate de Potasse. nous donnerons le détail de cette opération en parlant du Nitrate de Potasse. le residu qu'on retire des Cuires ou cornues dont on se sert est un mélange ou une combinaison de Silice de Potasse, et d'alumine. on le fait servir à la Fabrication de l'alun.

Glucine

De la Glucine

Cette terre a été decouverte il y a quelques années par Mr Vauquelin qui la retira d'abord du beril ou aigue-marine et qui ensuite en demontra l'existence dans l'Emeraude (elle existe aussi dans l'Euclase)

Glucine

Histoire

la Glucine fut d'abord peu étudiée à cause de la rareté des gemmes qui la contenoient; mais depuis on a découvert en france près de Limoges, une mine très considérable d'Emeraude qui à la verité ne jouit pas de la transparence de celle du Perou[1], mais qui a rendu la Glucine plus facile à être obtenue.

Il y a une très grande analogie entre le béril et l'Emeraude. elles ne sont à proprement parler que deux variétés d'une même espèce. toutes deux contiennent des proportions à peu près semblables d'alumine, de silice et de Glucine mais ~~sa~~ l'Emeraude doit sa couleur ~~vert~~ verte au chrôme tandis que le Beril doit la sienne au fer: voici l'analyse de ces deux Gemmes faites par Mr Vauquelin.

Emeraude du Perou.		Aigue Marine de Sibérie	
Silice	64. 50	Silice	68
alumine	16.	alumine	15
Glucine	13	Glucine	14
Chaux	1. 60	Chaux	2
oxide de Chrôme	3. 25	oxide de Fer	1
Perte	2		
	100. 35		100

Extraction

x cette pierre

C'est à présent de l'Emeraude de France qu'on retire la glucine: et pour cela, on la reduit^x en poudre très fine dans un mortier d'agathe. on la met dans un creuset de Platine si on veut en faire l'analyse exacte, ou seulement dans un de terre de hesse lorsqu'on veut simplement en retirer la Glucine. on y mêle 3 parties

(1) à cause de Molécules d'oxide de fer qui s'y trouvent Interposées entre ses lames.

de Potasse caustique; on expose le creuset à un feu violent. la pierre se dissout dans l'alcali et forme avec lui une masse vitriforme que l'on divise dans l'Eau afin de la dissoudre, et cette ci qui a lieu complettement en raison de l'excès de Potasse. la liqueur que l'on obtient contient donc de la Potasse, de la Silice de l'alumine, de la Glucine de la Chaux et de l'oxide de Chrôme. on y verse de l'acide muriatique qui met ces différentes bases à l'Etat de Muriates même la silice. mais pour détruire cette dernière combinaison, il suffit de faire évaporer la liqueur à siccité, l'acide muriatique se dégage, et la silice est mise à nud. on fait bouillir les résidu de l'évaporation dans de l'Eau = tous les muriates non décomposés s'y dissolvent: la silice seule reste. on la sépare par le filtre.

la liqueur contient encore les muriates de Potasse, d'alumine, de Glucine, de Chaux et de Chrôme. on y verse du Carbonate d'ammoniaque; il se forme du muriate d'ammoniaque et des carbonates insolubles de Chaux de Glucine et de Chrôme. on ajoute un grand excès de Carbonate d'ammoniaque qui a la proprieté de redissoudre celui de glucine. on filtre la liqueur qui alors ne contient plus que du muriate de Potasse qui n'a pas été décomposé, du Muriate d'ammoniaque qui s'est formé et du carbonate de Glucine tenu en dissolution par du carbonate d'ammoniaque. celui ci étant très volatil on l'enlève en faisant évaporer une partie de la liqueur, le Carbonate de Glucine se

Glucine

Yttria

précipité. on filtre, on lave le ppté on le fait Secher et on le Calcine dans un Creuset pour en Chasser l'acide Carbonique.

C'est par un Procédé analogue que l'on retira l'yttria d'une Substance minerale nommée Itterbite ou Gadolinite laquelle se trouve à Itterby en Suède. cette matière est noirâtre elle paroit avoir été fondue et ressemble à des Scories volcaniques. voici le résultat de l'analyse qui en a été faite par Mr vauquelin.

Gadolinite	Ittrya	35
	Silice	25.5
	fer oxidé	25
	Manganèse oxidé	2
	Chaux	2
	Subst. volatiles	10.5
		100.0

~~A cause de~~ la Cohésion peu considérable qui existe entre les particules de ce minéral pouvant permettre aux acides de l'attaquer facilement, il est Inutile de le traiter au feu par la potasse, on le traite de suite[×] par de l'acide ~~??~~ Nitrique affoibli qui dissout la Chaux, l'Ittria le manganèse et un peu de fer. la Silice ne s'y dissout nullement.(×) on filtre, on décompose tous les nitrates par le carbonate d'ammoniaque, de sorte que la Chaux, l'Ittrya, le fer et le Manganèse en sont pptés à l'Etat de carbonates. on met un grand excès de Carbonate d'ammoniaque qui redissout le Carbonate d'Yttria Seulement: on filtre la liqueur on la Chauffe pour en Chasser le Carbonate d'ammoniaque, celui d'Ittrya se ppte. on le sépare, ~~on~~ le

× à chaud

(×) note

253

Glucine.
Yttria

et on le calcine pour lui faire perdre son acide carbonique.

D'après la manière dont nous venons d'obtenir la glucine et l'Yttria, on voit qu'il est impossible de les confondre avec la magnésie et l'alumine. elles sont, surtout la 1ère, soluble dans le carbonate d'ammoniaque toutes deux forment des sels sucrés que l'on peut encore distinguer entr'eux parceque ceux d'Yttria sont un peu astrictives ; du reste voici leurs pptés comparées ce qui ne permet pas de les confondre.

Glucine	Yttria
Soluble dans la Potasse caustique	Insoluble dans la Potasse caustique,
forme un sulfate très soluble	forme un sulfate peu soluble
forme un oxalate très soluble.	Oxalate Insoluble.
Ses dissolutions ne sont pas précipitées par le prussiate de Potasse.	Ses dissolutions sont pptées par le prussiate de potasse.

4e Leçon
Zircône

De la Zircône

Il y a peu d'années que cette terre a été découverte par Mr Klaproth dans le Jargon et l'hyacinthe de Ceylan. voici le resultat de deux analyses faites par lui et par Mr Vauquelin.

Jargon de Ceylan (Kl.)		Hyacinthe de France. (V)	
Zircône	70	Zircône	64.5
Silice	26	Silice	32.
Fer	1	Fer	2
perte	3	perte	1.5
	100		100.0

Zircône.

Pour obtenir la Zircône on met l'hyacinthe en poudre impalpable dans un mortier d'agathe. on y mêle 6 fois son poids de Potasse et on fait rougir le Mélange dans un creuset.

Comme dans cette pierre précieuse il n'y a que la Silice qui soit soluble dans la potasse et comme elle n'en forme qu'une petite partie, la qté de Potasse que nous prescrivons est nécessaire pour pouvoir décomposer la pierre.

la Silice se dissout donc et la Zircône est seulement divisée: on délaye la masse dans l'Eau et on y ajoute assez d'acide muriatique pour dissoudre tout. ayant par ce moyen en dissolution des muriates de Silice de Zircône de Potasse et de fer on agit dessus avec le carbonate d'ammoniaque comme pour obtenir la Glucine. (x)

(x) note Il est difficile d'obtenir la Zircône entièrement privée de Fer ~~et~~ c'est à cette cause qu'on doit attribuer la couleur qu'elle a toujours.

Ce qui distingue la Zircône de toutes les terres c'est sa pesanteur qui est même plus grande que celle de la Baryte et de la Strontiane elle pèse 4.30; on pourrait d'après cette ~~grande~~ pesanteur regarder la Zircône comme un oxide métallique; mais aucun fait jusqu'à présent n'est venu à l'appui de cette hypothèse.

Comme la Glucine et l'Yttria la Zircône est soluble dans le Carbonate d'ammoniaque, mais dans un bien moindre degré elle s'en distingue aussi encore ~~par~~ lorsqu'elle est calcinée, elle est presqu'insoluble dans

les acides.

Tous les sels de Zircône sont insolubles excepté le nitrate et le Muriate.

Silice

De la Silice

La Silice est la plus répandue de toutes les terres. elle existe en grande qté dans la terre végétale, dans la proportion de 0,97 dans le sable de rivière, de 0,98 à 0,99 dans le Silex et le quartz, enfin on peut la regarder comme pure dans le Cristal de Roche.

La Cristallisation du Cristal de roche, nous prouve que nous ne connoissons pas tous les agents capables d'attaquer la Silice ; car toute Cristallisation d'un corps suppose que les Molécules de ce corps ont été dissoutes d'une manière quelconque et se sont rapprochées lentement.

On pourroit pour obtenir la Silice pure se contenter de Pulvériser le Cristal de roche, si on pouvoit le faire assez parfaitement. on l'extrait ordinairement du Silex par le procédé suivant.

On prend des cailloux peu colorés ; on les fait rougir au feu plusieurs fois en les trempant à chaque fois dans de l'Eau froide. cette alternative du chaud et du froid détruit la Cohésion de leurs particules, de sorte qu'ils deviennent presque friables. on les pulvérise très fin, et on mêle la poudre avec trois parties de Potasse caustique et on chauffe le tout dans un creuset jusqu'au rouge. on entretient le creuset en cet état une demi heure. la Silice se dissout entièrement dans la potasse et forme un véritable verre mais très Soluble dans l'Eau en raison de la grande proportion d'alcali

Silice

qu'il contient, on le fait dissoudre, on filtre et on a une liqueur autrefois nommée <u>liqueur des Cailloux</u> et aujourd'hui <u>Solution de Potasse Silicée</u>. Pour en obtenir la Silice, on y verse un acide qui sature la potasse, et la terre se ppte en flocons qui rassemblés forment une gelée.

Si au lieu de traiter ainsi la liqueur des Cailloux concentrée par un acide, on l'étendoit auparavant, alors la Silice n'en seroit plus pptée; il paroit que dans ce cas se trouvant très divisée, elle peut former une Espèce de combinaison avec l'acide et même avec le sel de Potasse, car lorsqu'on ne met que la qté d'acide necessaire pour saturer cet alcali, la silice n'en est pas plus pptée.

mais cette combinaison si c'en est une véritable est si facile à détruire que l'Evaporation du liquide acidé par le calorique la fait cesser: les molécules de Silice se rapprochent et se précipitent.

La Silice une fois pptée de ses dissolutions, ne peut plus se dissoudre dans les acides, bien qu'elle soit encore à l'Etat de gelée: déjà elle a pris assez de cohésion pour resister à leur action.

Cependant l'acide fluorique peut la dissoudre, sous quelque Etat qu'elle se trouve; et à un feu violent les acides Phosphorique et boracique ne se décomposant pas, peuvent également s'y combiner: ils agissent là comme la Potasse; ils se fondent, facilitent la fusion de la Silice et la Combinaison s'Effectue.

La Silice se distingue donc de toutes les autres terres

par son insolubilité dans les acides; car la Zircone qui après elle, est la moins soluble s'y dissout encore à l'état de Gelée.

Verre

La Silice comme on peut le conclure de son Extraction est très soluble dans la Potasse. elle l'est également dans la Soude. le Composé qui en résulte fait dans des proportions convenables, constitue le Verre.

On fait plusieurs espèces de verre. Le verre de Bouteille se fait avec du sable et de la Potasse commune; il est coloré par le fer. le verre à vitres se fait avec un mélange de sable fin et de verre de Bouteilles cassées. dans le verre de ~~Glace~~ Gobletterie on ajoute des Charrées ou cendres lessivées et un peu d'oxide de Manganèse pour le blanchir.

Quant au Cristal, on le fait avec du sable et de l'alcali, très pure. on y ajoute un peu d'oxide de manganèse pour le blanchir et assez d'oxide de Plomb pour lui donner une grande pésanteur spécifique.

Mortier

Les Usages de la Silice ne se bornent pas là. mêlée à de la Chaux elle constitue le Mortier. ce mélange durcit considérablement en vieillissant.

Il est à remarquer que ce qui nous reste de l'architecture des romains, nous présente un mortier d'une dureté si grande qu'on peut à peine l'Entamer avec les leviers les plus puissants. Il seroit possible jusqu'à un certain point d'Imiter ce mortier en ajoutant au mélange de Silice et de Chaux un peu d'oxide de fer, ce qui lui fait acquerir avec le temps une dureté très considérable. on peut même alors s'en servir pour conduire les Eaux.

Silice

Ce qui confirme ce que nous disons, c'est que depuis un certain nombre d'années, on a remarqué sur les côtes de la Normandie des espèces de Pierres arrondies que les flots y apportent, et qu'on appelle galets. ces pierres Calcinées fortement, pulvérisées et pétries avec de l'Eau forment un mortier qui surpasse de beaucoup en dureté ~~tous~~ ceux qu'on a fait dans ces tems modernes.

Les Galets sont un composé de Silice de Chaux et d'oxide de fer.

La Silice comme nous l'avons vu à l'article de l'alumine, entre encore comme partie dominante dans toutes les Poteries.

Résumé

Résumé sur les Bâses Salifiables

Les Bâses Salifiables sont au nombre de Douze.

On les divise en Deux Classes. la 1ere comprend les Bases Salifiables Solubles et Caustiques. la 2de celles qui sont Insolubles et Insipides. les 1^eres^ se nomment <u>AlKalis</u> les 2des <u>Terres</u>.

On peut diviser les alcalis en deux Sections.

la 1ere comprend ceux qui forment des sels Solubles avec tous les acides. ils sont <u>la Potasse</u>. <u>la Soude</u> <u>l'ammoniaque</u>

la 2de renferme les alcalis qui deviennent Insolubles par l'acide carbonique. ce sont la <u>Baryte</u>, la <u>Strontiane</u> et la <u>Chaux</u>.

Toutes les fois qu'on veut reconnaître une bâse salifiable; (supposée pure); il faut commencer par s'assurer si elle est Soluble et Caustique. si elle n'est ni l'un ni l'autre c'est une terre dans le Cas contraire c'est un alKali.

259

On dissout donc cet alkali. on y verse de l'acide carbonique; s'il ne se forme pas de ppté; ce sera un des 3 premiers alkalis formant des sels solubles avec tous les acides. dans le cas contraire ce sera un des alkalis de la 2de section dont les carbonates sont insolubles.

1°. s'il n'y a pas de precipité l'alkali inconnu sera donc de la potasse de la soude ou de l'ammoniaque. déja on auroit pu reconnoître celle ci à son odeur. la potasse ppte la dissolution de platine; la soude ne la ppte pas.

2° s'il y a un ppté avec l'acide carbonique, l'alkali sera la baryte, la strontiane ou la chaux: il est encore facile de se determiner pour laquelle. la solution de baryte quelqu'étendue qu'elle soit ppte par l'acide sulfurique la solution de strontiane lorsqu'elle est suffisamment étendue ne ppte pas; et la solution de chaux quelque concentrée qu'on puisse l'obtenir ne ppte pas par l'acide sulfurique.

si on veut un autre caractère pour la chaux, l'acide carbonique la pple mais un excès redissout le ppté.

quant aux deux autres on peut les dissoudre dans l'acide muriatique et on forme des sels faciles à distinguer par leur cristallisation et par leur solubilité ou non solubilité dans l'alcool.

Pour les terres on peut comme les alcalis les partager en 2 sections.

1ere Section. terres insolubles dans le carbonate d'ammoniaque.
Magnesie. alumine. Silice.

2e Section. terres solubles dans le carbonate d'ammoniaque.
Glucine. Ittria. Zircone.

Résumé

dans la 1ère Section la Silice et l'alumine sont Solubles dans la Potasse; la magnésie y est Insoluble.

La Silice est Insoluble dans les acides même en gelée. L'alumine forme un Sulfate acide deliquescent qui cristallise lorsqu'on y ajoute du Sulfate de Potasse.

L'ammoniaque précipite l'alumine de ce Sulfate, bien qu'il avec excès d'acide et quand même on y auroit ajouté du Sulfate d'ammoniaque.

La Magnésie forme un Sulfate dont on peut ppter la Base en entier par la potasse. un excès d'alcali ne redissout pas le ppté comme cela auroit lieu avec l'alumine.

L'ammoniaque versée dans ce Sulfate n'en ppte qu'une partie de la Magnésie. le ppté n'a plus lieu si auparavant on ajoute au Sulfate de magnésie une Solution étendue de Sulfate d'ammoniaque ou un Excès d'acide Sulfurique.

Les terres de la 2de Section sont également faciles à distinguer entre elles. la Glucine seule des trois est Soluble dans la Potasse. elle forme un Sulfate Soluble. les deux autres forment des Sulfates Insolubles. mais l'Ittria calcinée ne cesse pas d'être Soluble dans les acides, tandis que la Zircône calcinée n'y est plus Soluble.

42e Leçon

Généralités sur les Sels

Des Sels.

Autrefois sous le nom de Sel, on comprenoit tout ce qui avoit une saveur marquée et une plus ou moins grande solubilité dans l'Eau. ainsi le Sel marin la Potasse et l'acide sulfurique étoient des Sels : on voit combien ce nom étoit vague puisqu'il s'appliquoit à des corps d'une nature si différente.

il n'y a pas plus de 25 ans qu'on est convenu de restreindre cette dénomination aux corps resultant de la Combinaison des acides avec les Bases Salifiables.

cette restriction n'a pas été arbitraire. elle est fondée sur ce que la Substance Saline la plus anciennement connue et qui a même porté le nom Spécifique de Sel, est un composé d'acide muriatique et de Soude.

ainsi donc en combinant un acide avec une base Salifiable on forme un Sel.

cette Combinaison ~~[illegible]~~ Offre des Resultats differents même pour les mêmes acide et Base, suivant que l'une ou l'autre y entrent dans une proportion plus ou moins grande. ainsi si après avoir versé de la Potasse caustique dans un verre on y plonge un papier de Tournesol Rouge ; la couleur bleu de ce papier sera rétabli. si on verse un acide dans le même verre il pourra se faire qu'on n'en ai pas versé assez pour neutraliser tout l'alcali et alors la partie de cet alcali non neutralisée agira ~~sur~~ le papier rouge comme auparavant En ajoutant une nouvelle qté d'acide, on pourra en mettre un excès qui restant libre dans la liqueur agira sur

le papier bleu qu'on y plongera et le rougira enfin en ajoutant alternativement de l'acide et de l'alkali, on pourra arriver à un point où toutes les molécules acides et alcalines se neutraliseront réciproquement, et alors la liqueur n'altèrera plus la couleur du papier Rouge et du Papier bleu.

Un même Sel peut donc exister sous trois états differents ou l'acide y domine, ou il est neutre, ou l'alcali y est en excès. Il existe naturellement des Sels sous ces differents états ainsi l'alun contient un excès d'acide Indispensable à son existence. le ~~Sel~~ Muriate de Soude est neutre et le Borax au contraire contient un grand excès d'alcali.

Il n'y a pas encore 30 ans que l'on distinguoit à peine 30 espèces de Sels. aujourd'hui le nombre de ceux qui ont été formés et examinés se montent à plus de 200. Ceux qui sont encore Inconnus ou mal connus sont peut être en plus grand nombre.

Pour faciliter l'Etude des Sels on les divise en Genres et en espèces. l'acide forme le Genre et la Base distingue l'Espèce. ainsi tous les Sels formés par l'acide Sulfurique composent un genre dont par exemple le Sulfate de Soude est une espèce.

On a préféré former les genres d'après les acides et non par les Bases, par ce que ~~cette division~~ composés ainsi, ils offrent plus de Caractères tranchés et

Commune à toutes les espèces; et aussi parceque dans toute analyse de sels, il est plus facile de reconnoitre un acide qu'une base salifiable et qu'alors ayant le genre d'un sel on n'a plus qu'à en chercher l'espèce.

Nomenclature

Autrefois les sels portoient plusieurs noms qui rappelloient ou celui qui les découvroit, ou le lieu dans lequel on les trouvoit, ou enfin quelques unes de leurs propriétés. mais rarement ces noms exprimoient la nature des sels.

Cette Nomenclature embrouillée et sans règles devenoit de plus en plus Insupportable à mesure qu'on découvroit de nouveaux sels. il fallut donc en créer une nouvelle; c'est ce que fit Mr Guyton Morveau aidé de MM. Lavoisier Bertholet et Fourcroy.

Ils sentirent la necessité d'exprimer dans le nom de chaque sel l'acide et la base qui concouroient à sa formation et pour se conformer à la Classification qu'ils venoient d'établir, ils résolurent de donner un nom générique commun à tous les sels formés par un même acide. ce nom fut pris de celui même de l'acide dont on changea la terminaison; mais comme parmi les acides il y en a qui ayant un même radical ont des noms qui ne different que par la terminaison il a aussi fallu Indiquer cette difference dans les noms génériques des sels

ainsi ils convinrent de terminer en <u>ate</u> les noms génériques des sels formés par les acides en <u>ique</u>, et en <u>ite</u> les noms des sels formés par les acides en <u>eux</u>. de <u>Sulfurique</u> ils

firent Sulfates, de Sulfireux, Sulfites. &c. &c...

Lors donc qu'on entend nommer un Sel Sulfate on sait de suite que ce Sel resulte de la combinaison de l'acide Sulfurique avec une base. Pour distinguer ensuite les especes entr'elles, on ajoute au nom générique le nom de la Base; ainsi le Sulfate de Potasse est le composé formé par l'acide Sulfurique et la potasse; ~~le Sulfate de Soude~~ le muriate de Soude resulte de l'Union de l'acide muriatique avec la Soude &c &c.

on peut même à l'aide de cette nomenclature, exprimer l'état acide neutre ou alcalin d'un Sel. ainsi on dit Sulfate acide de Potasse, Borate avec excès de Soude. lorsqu'on n'ajoute par d'epithete au nom générique on entend parler d'un Sel neutre.

Classification

Il faut encore dans l'Etude des Sels s'aider d'un ordre constant; et c'est pour cela que nous rangerons les genres d'après les forces qui ~~paroissent retenir~~ paroissent unir les acides aux Bases en général; et dans chaque genre les Especes d'après les forces qui paroit unir chaque base avec l'acide du genre ainsi l'acide Sulfurique étant de tous les acides celui qui a le plus d'attraction pour les Bases Salifiables, puisque il ~~en etant~~ les en Separe tous, ~~[illegible]~~ nous commencerons par le Genre Sulfate. et dans le genre Sulfate nous commencerons par le Sulfate de Baryte parceque c'est la Baryte qui a le plus d'attraction pour l'acide Sulfurique.

Cette Methode aura l'avantage de nous faire connoître

rien que par le rang d'un Sel quels sont les acides et les Bases qui peuvent le décomposer.

Nous n'étudierons dans ce moment que les genres de Sels formés par les acides que nous connoissons déjà. ces genres comprennent :

les Sulfates, les Nitrates, les Muriates, les Phosphates, les Fluates, les Sulfites, les Nitrites, les Borates, les Muriates oxigénés et Suroxigénés enfin les Carbonates.

Quant aux espèces nous ne verrons aussi que celles formées par les douze bases Salifiables précédemment examinées, nous réservant de parler de celles formées par les oxides métalliques en parlant des Métaux.

Nous verrons que les alcalis ont presque constamment plus d'attraction pour les acides que les terres, de sorte que les espèces formées par celles ci se trouveront toujours aux derniers rangs; et il est à remarquer qu'elles se présenteront toujours dans l'ordre suivant, Magnésie, Glucine et alumine, Ittria, Zircône, Silice

Il n'en sera pas de même des espèces alcalines, leur rang sera sujet à varier dans différents genres, cependant nous verrons que jamais la Soude ne passe avant la Potasse et qu'elle la suit toujours Immédiatement.

Déjà l'Etude des Sels s'appelait devant nous, mais avant de la commencer, il faut encore avoir des notions générales sur l'action qu'exercent sur ces corps l'Eau, l'air, le Calorique, les corps combustibles

et aussi sur l'action qu'eux même exercent sur l'organe du goût. il nous sera encore facile de prévoir quand un sel devra avoir telle ~~et~~ telle propriétés qui en dependent, vu les rapports que ces pptés ont entre elles.

Solubilité et Sapidité

D'abord Un sel est sapide ou Insipide de même qu'il est soluble ou Insoluble. ces pptés se suivent constamment c. a. d. que les sels Insolubles sont Insipides et que les sels solubles sont sapides. c'est ainsi que le sulfate de Baryte qui est Insoluble est Insipide, que le sulfate de Chaux qui est très peu soluble est peu sapide et que les sulfates de ~~Baes~~ Potasse de soude et de Magnésie qui sont bien solubles; ont une saveur très marquée. Sans doute que parmi ces derniers surtout, la nature du sel Influe sur la saveur, mais il n'en est ~~pas~~ moins vrai que moins un sel est soluble et moins cette saveur est forte. c'est peut être à cette Raison qu'on doit attribuer une grande partie de l'Enorme difference qui existe dans l'action ~~qu'exercent sur le~~ sur l'Economie animale des deux muriates de Mercure, dont l'Un est soluble et l'autre Insoluble.

Altération à l'Air

Un sel exposé à l'air peut, ou tomber en deliquescence, ou s'effleurir, ou n'y éprouver aucune altération. On dit qu'un ~~sel~~ sel tombe en deliquescence, lorsque attirant l'humidité de l'air, il se résout en liqueur. on dit qu'il s'y effleurit lorsqu'au contraire l'air lui enlevant une partie de son eau de

Cristallisation, ~~la forme de ses cristaux~~ les ses Cristaux y perdent leur forme ou leur transparence et tombent plus ou moins en poussière.

enfin un sel est Inaltérable à l'air lorsque ni l'un ni l'autre de ces Effets n'ont lieu.

Action du Calorique

Un sel exposé à une chaleur convenable, se fond dans son eau de Cristallisation, ou décrepite.

Ce dernier cas a lieu lorsque l'Eau de Cristallisation du sel ne se trouve pas en assez grande qté pour le dissoudre à chaud; de sorte que les particules salines restant solides, il n'y a que celles de l'Eau qui cherchent à se volatiliser. ce qu'elles ne peuvent faire sans écarter avec violence les premières qui les tiennent comme comprimées.

le 1er Cas a lieu lorsque les sels sont, très solubles, le sont plus à chaud qu'à froid, et contiennent beaucoup d'Eau de Cristallisation. ~~alors~~ lorsqu'on les Chauffe cette eau se trouve suffisante pour dissoudre le sel et le tout devient liquide.

Il est facile de concevoir d'après cela que tous les Sels qui n'éprouvent aucune altération à l'air, qui parconséquent contiennent peu d'Eau et sont peu Solubles; et que tous tous ceux qui sont Insolubles mais que néanmoins la nature nous offre cristallisés: il est dis je facile de concevoir que tous ces sels doivent décrépiter au feu; tels sont les Sulfates de Baryte de Chaux de Potasse, le Muriate de Soude &c.

On conçoit aussi que tous les Sels efflorescents et Deliquescents devant être très solubles et contenir beaucoup d'Eau de Cristallisation, doivent au feu se liquéfier dans leur Eau de Cristallisation. tels sont le Sulfate de Soude et le Muriate de Chaux.
Lorsqu'un Sel se fond ainsi dans son eau de Cristallisation on dit qu'il éprouve la fusion aqueuse. si on continue de le Chauffer, l'Eau se volatilisera, et le Sel en se dessechant redeviendra solide et pulvérulent. Si alors on augmente le feu suffisamment, le Sel se fondra de nouveau, mais alors ce sera dans le Calorique. on nomme cette dernière fusion, fusion Ignée. Tous les Sels cependant ne se prêtent pas également bien à cette Expérience ainsi; le Sulfate de Soude s'y prête très bien; mais le nitrate de Potasse pas. il paroit que ce Sel est si fusible que pour peu qu'on élève la température au dessus de celle qui est necessaire pour le faire fondre dans son eau de Cristallisation, il se devient dans le Calorique seul, de sorte qu'il n'y a pas d'Intervalle entre les deux fusions.

En résumé tous les Sels solubles sont sapides, tous les Sels Insolubles sont Insipides.
Les Sels Insolubles n'éprouvent aucune altération à l'air.
Les Sels Insolubles et les Sels solubles qui n'éprouvent aucune altération a l'air, décrépitent au feu lorsqu'ils sont Cristallisés.
Tous les Sels deliquescents ou Efflorescents se fondent au feu dans leur Eau de Cristallisation.

43e Leçon
Sels

Il nous reste encore pour terminer nos généralités sur les Sels à parler de deux lois que ces substances semblent suivre dans l'action qu'elles ont entre elles.

La 1ere est que ~~toutes les fois~~ lors qu'on mêle ensemble les solutions de deux Sels solubles, tels que par leur décomposition réciproque il puisse en résulter un Sel soluble et un Sel insoluble, toujours cette décomposition a lieu.

c'est ainsi que le muriate de Chaux et le Sulfate de Soude sont deux Sels très solubles, en supposant qu'il y ait entr'eux échange de Base il en résultera du muriate de Soude Sel soluble et du Sulfate de Chaux Sel presqu'insoluble; si donc on mêle une solution de muriate de Chaux avec une de Sulfate de Soude, il y aura échange de Base et formation de Sulfate de Chaux qui se pptera.

maintenant prenons le Sulfate de Chaux qui n'est pas tout à fait insoluble faisons le dissoudre et mêlons sa solution avec une de Muriate de Baryte Sel soluble, il y aura encore décomposition et pption de Sulfate de Baryte parceque ce Sel fait fonction de Sel insoluble par rapport au Sulfate de Chaux qui dans le 1er cas étoit insoluble en comparaison du Sulfate de Soude employé.

Cette manière d'agir des Sels étant constante elle nous met à même de prévoir si tels ou tels Sels peuvent se décomposer. (1). lorsqu'on

---

(1) On pourroit je crois admettre une ~~troisième~~ loi de décomposition entre les Sels; on la met même souvent en jeu mais elle ~~[illegible]~~ ne paroît n'en exister par même, étant une suite nécessaire de cette autre loi souvent rappellée par Mr Thénard, qu'il est toujours possible de décomposer par le calorique un ou plusieurs corps qui par leur décomposition peuvent donner des produits gazeux.

voici cette Loi: lorsqu'on chauffe ensemble 2 Sels tels que

mêlé leurs Solutions.
remarquons encore que plus la difference de Solubilité entre les 2 Sels formés par la décompositon est Grande; et plutôt cette decompotition s'effectue.
La 2de Loi que suivent les Sels, dans cette que toutes les fois qu'il y a décompotition entre deux Sels neutres, les 2 nouveaux Sels sont aussi neutres.
~~ainsi~~ si nous mélons par exemple les Solutions de Muriate Baryte et de Sulfate de Soude tous deux parfaitement neutres, le muriate de soude et le Sulfate de Baryte qui resulteroient de leur décompotition seront aussi neutres.

---

par leur décompotition reciproque, il puisse en resulter un Sel volatil, ou seulement plus volatil que l'un des 2 Premiers toujours il y a décompotition.
Voici un exemple frappant de cette loi et de la 1re que nous a donné Mr Thenard.
Le muriate d'ammoniaque est un Sel volatil; le carbonate de Chaux ne l'est pas, en les supposant décomposés mutuellement il en resulteroit du Muriate de Chaux Sel fixe et du Carbonate d'ammoniaque Sel bien plus volatil que le muriate d'ammoniaque, si donc on les Chauffe ensemble la décompotition aura lieu.
Prenons àprésent les 2 Produits de cette décompotition, muriate de Chaux et Carbonate d'ammoniaque tous deux Sels très Solubles; faisons les dissoudre, mêlons les Solutions, il y aura de nouveau double décompotition ~~et~~ parcequ'on reformera du muriate d'ammoniaque Sel très Soluble et du Carbonate de Chaux Sel Insoluble.

Sulfates

Des Sulfates. 1er Genre de Sels.

Caractères Génériques. Tous ceux qui sont solubles forment avec les Dissolutions de Baryte un ppté Insoluble dans les acides Nitrique et Muriatique.

Tous excepté celui d'ammoniaque qui est volatil peuvent donner un Sulfure de leur base lorsqu'on les Chauffe avec du Charbon. il est cependant probable que le Sulfate d'ammoniaque est également décomposé, mais l'Union que le Souffre pourroit contracter avec l'ammoniaque devant donner naissance à un corps très volatil, on n'obtient que du Charbon pour Résidu.

Remarquons aussi que pour essayer par ce moyen les Sulfates terreux, il faut bien ménager le feu, car autrement on volatiliseroit le Souffre, et la terre resteroit presque pure, melé de Charbon.

Sulfate de Baryte

Sulfate de Baryte.

Ce Sel est très commun en france du coté de l'auvergne de la Normandie et de la Bourgogne : il existe aussi en Angleterre et en Sicile. il est tantot Cristallisé tantot en masses Informes.

Il est Insoluble et par conséquent Insipide, Inaltérable à l'air et décrépitant au feu lorsqu'il est Cristallisé. L'Eau n'a aucune action sur lui. Il est decomposé à une haute Température par l'hydrogène et par le Charbon. il ne l'est pas par le Souffre ; Il ne peut l'être par aucun acide ni par aucune base puisqu'il est la 1re Espèce du 1er Genre.

Sulfate de Potasse

Sulfate de Potasse.

Est moins abondant que le Précédent : car ~~il n'existe pas~~ ~~[illegible]~~ on ne le rencontre guères que dans les Etres organisés. ainsi on le trouve

dans toutes les humeurs de l'homme; et dans presque tous les végétaux; aussi avons nous vu qu'on le rencontrait toujours dans la Potasse provenant de l'Incinération de ces dernières.

On l'obtient ordinairement en décomposant dans une Cornue le nitrate de Potasse par l'acide sulfurique; on recueille l'acide nitrique dans un récipient approprié, et on trouve au fond de la Cornue une masse blanche Cristalline qui est du Sulfate de Potasse mais avec excès d'acide. on pulvérise cette masse, on la dissout dans l'Eau et on y ajoute du carbonate de Chaux jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'Effervescence, par ce moyen on enlève l'excès d'acide sulfurique qui forme avec la Chaux un sel Insoluble, et on a le sulfate de Potasse neutre. on filtre la liqueur on la fait évaporer et Cristalliser. on peut encore décomposer ce sulfate acide de Potasse, en le chauffant dans une cornue ou dans un Creuset; l'Excès d'acide sulfurique se décompose en acide sulfureux et en oxigène; le sulfate de Potasse reste. on le fait dissoudre et Cristalliser.

Le Sulfate de Potasse est Soluble, amer, Inaltérable à l'air, ses Cristaux décrépitent au feu. il est décomposé par l'hydrogène, par le Charbon. il l'est aussi par la Baryte; ~~mais l'eau dissout ... parce qu'il peut se former un sulfate acide~~ enfin les plus puissants des autres acides peuvent le décomposer en partie, mais c'est parce qu'il peut se former un sulfate acide de Potasse.

271 Sulfate de Soude

Sulfate de Soude

existe dans toutes les Eaux qui contiennent du muriate de Soude. les Eaux Salées de la Lorraine en contiennent beaucoup. on en retire ce Sel d'abord en les ~~evaporant~~ concentrant au moyen de Batiments de Graduation, et ensuite au feu. Il se forme à la Surface de la liqueur une Croûte que l'on nomme Shlot. ce Shlot est une espèce de Composé de Sulfate de Soude et de Sulfate de Chaux. lequel existait aussi en assez grande qté dans ces Eaux. on enlève cette croûte et on parvient à Séparer les deux Sels qu'elle contient en la traitant à froid par l'Eau qui dissout bien plus facilement le Sulfate de Soude que celui de Chaux.

Une partie du Sulfate de Soude du commerce nous vient par cette voie. mais on en fabrique aussi une très grande qté en décomposant le Muriate de Soude par l'acide Sulfurique. le Sel qu'on obtient par ce moyen est toujours avec excès d'acide, on l'en prive de la même manière que nous avons dit pour le Sulfate de Potasse.

Glauber est le 1er qui s'est imaginé d'examiner le caput mortuum ou résidu de la décomposition du muriate de Soude par l'acide Sulfurique: il fit dissoudre ce résidu dans l'Eau et ayant mis la liqueur à Cristalliser il en obtint des cristaux ~~[illegible]~~ si beaux, qu'il nomma ce Sel; Sel admirable. depuis on a ajouté à cette Epithète le nom de Glauber et même on s'est contenté souvent de dire Sel de Glauber. c'est en Effet un des Sels qui forme les plus belles Cristallisations. il se forme en longs prismes ~~hexaèdres~~ hexaèdres, terminés par

Sulfates

des sommets en biseaux

Ce Sel est très Soluble, il a une saveur fraiche très amère. cristallisé il contient 0,57 d'Eau. il est Efflorescent et tombe entierement en poussière à l'air. Il éprouve par consequent la fusion aqueuse, il n'est pas décomposable par les acides, il l'est par la Baryte et par la Potasse.

On s'en sert très souvent en médecine comme Purgatif.

Sulfate de Strontiane

Sulfate de Strontiane.

Très commun. il existe en abondance près de Paris à Montmartre et à Menil-montant où il forme une couche très peu épaisse dans toute leur étendue Immédiatement au dessous de la couche d'argile verte Supérieure laquelle a près de 5 Pieds d'Epaisseur. (1)

on ne l'y a pas encore trouvé cristallisé. mais il existe sous cet Etat en Sicile.

Il est moins Insoluble que le Sulfate de Baryte; voilà pourquoi la Baryte quelqu'étendue quelle soit précipite toujours par l'acide Sulfurique, tandis que dans le même cas la Strontiane ne ppte plus. Ce peu de différence dans l'Insolubilité n'en apporte pas aux autres ppté, de sorte que le Sulfate de Strontiane est peu Sapide, Inaltérable à l'air, et qu'il décrepite au feu. Il est décomposé par les 3 Bases Salifiables qui précèdent la Strontiane dans leur attraction pour l'acide Sulfurique. Jusqu'à présent les Sulfates de Baryte et de Strontiane n'ont guères

(1) Il est évident que ces deux Montagnes n'en faisaient qu'une autrefois et qu'elles ont été Séparées par la Suite des tems; car on les trouve formées des mêmes couches et dans le même Ordre.

été employées que pour obtenir leurs bâses. néanmoins on a essayé de faire servir celui de Strontiane à la fabrication du verre; pour cela on le transforme en sulfure par le charbon, on le chauffe violemment le soufre se dégage en partie et alors l'alcali mis à nud peut servir à vitrifier la silice.

On a aussi essayé de faire servir la Baryte à la décomposition du sulfate de soude pour en retirer la soude.

44e Leçon
Sulfate de Chaux

Sulfate de Chaux

Le sulfate de chaux existe ~~en masses~~ considérables près de Paris à montmartre et à ménil-montant; le sol même de cette ville en est presqu'entièrement formé.

Ce sel jouit des propriétés de ceux qui sont insolubles, il est insipide, inaltérable à l'air et il décrépite au feu. quoiqu'il exige 250 parties d'eau pour se dissoudre, néanmoins lorsqu'il est cristallisé il en contient les 0,21 de son poids. il est décomposé par le charbon mais plus difficilement que les autres sulfates. il est décomposé par les quatre bases salifiables qui précèdent la chaux et par leurs dissolutions salines.

Lorsqu'on verse une solution de sulfate de chaux dans une de savon; il se produit une décomposition réciproque. l'acide sulfurique s'unit à la soude, et la chaux à l'huile. ~~Ce savon~~ mais comme ce nouveau savon est insoluble dans l'eau, il s'en sépare et paroit sous la forme de grumeaux voila pourquoi les eaux des puits de Paris qui contiennent du sulfate de chaux ne peuvent dissoudre le savon; elles ne peuvent non plus

à ce qu'il semble cuire les légumes. certainement les légumes y cuisent, mais l'Eau en s'évaporant laisse déposer du Sulfate de Chaux qui se pr[é]cipite sur leur surface, s'introduit même dans leur tissu et les rend durs, coriaces et de mauvais gout.

Le Sulfate de Chaux Cristallisé exposé à l'action du Calorique, perd son eau de Cristallisation, devient blanc opaque très volumineux et très friable. si on le met en poudre, on aura ce qu'on appelle Du Plâtre fin.

Ce platre délayé dans l'Eau ne forme en se séchant qu'une masse peu cohérente et très cassante. on l'emploie pour mouler les Statues.

Pour faire le Stuc on gâche du Plâtre pur et très fin avec une Solution de colle forte, on y incorpore très exactement une certaine quantité d'huile, et lorsque la Pâte commence à prendre de la Consistance on l'étend sur les murs de l'appartement qu'on veut avoir en Stuc. lorsqu'il est appliqué on peut y ajouter une pâte beaucoup plus liquide contenant diverses oxides afin de le veiner. ~~Cà dessus~~ d'autrefois on y represente des Tableaux. le Stuc est susceptible d'un très beau poli et imite parfaitement le marbre.

Quant au platre commun qui sert à bâtir, il s'en faut que ce soit du Sulfate de Chaux pur lequel comme nous l'avons dit ne donne qu'une masse solide peu Cohérente; il faut necessairement y ajouter de la Chaux et c'est effectivement ce que l'on fait en calcinant

au lieu de Sulfate de Chaux Cristallisé une sorte de Sulfate de Chaux amorphe nommé Pierre à plâtre, le quel contient environ 0,12 de Carbonate de Chaux. Par la Calcination non seulement l'Eau du Sulfate se volatilise; mais encore l'acide carbonique du Carbonate, et la Chaux se trouve mise à nud. on peut donc regarder le Plâtre à Bâtir comme un Sulfate avec excès de Chaux.

On Conçoit facilement pourquoi le plâtre délayé dans une certaine qté d'Eau, se durcit en peu de tems et finit par former une masse très solide. le Sulfate de Chaux calciné et la Chaux ont une forte attraction pour l'Eau. ils doivent donc s'emparer de celle qu'on y mêle, et la solidifier en dégageant du calorique; alors le liquide disparoissant, les molécules se rapprochent et s'unissent; il paroit même qu'elles éprouvent une sorte de commencement de Cristallisation ce qui contribue à la longue à la dureté de la Masse.

Sulfate d'ammoniaque.

Ce Sel ne s'est pas encore trouvé dans la nature; il ne peut donc être que le produit de l'art. on peut le faire directement en mêlant de l'acide Sulfurique et de l'ammoniaque liquide. mais il faut avoir soin qu'ils ne soient pas trop Concentrés, car dans ce cas la pénétration seroit si prompte que la grande qté de Calorique qui s'en dégageroit en un seul Instant projetteroit tout le liquide hors du vase.

On prend donc l'acide et l'alcali étendus d'Eau, on les mêle on met un excès de ce dernier, on fait évaporer et Cristalliser.
Comme tous les Sels ammoniacaux celui ci a une saveur piquante; il Cristallise bien, il est très soluble dans l'Eau, néanmoins il est Inaltérable à l'air et il décrépite au feu.
Toutes les autres bases alcalines en dégagent l'ammoniaque.
Exposé à une forte chaleur le Sulfate d'ammoniaque se décompose. son acide se change en oxigène et en acide Sulfureux. l'oxigène décompose une partie de l'ammoniaque, en brûle l'hydrogène et en dégage l'azote, l'acide Sulfureux se combine à l'ammoniaq non décomposée et forme un Sulfite acide d'ammoniaque lequel est très volatil.

Sulfate de Magnésie

Ce Sel se trouve dans la nature et le plus souvent dissous dans quelques Eaux minérales, comme sont celles d'Epsom en angleterre, d'Egra de Sedlitz et de Seidschutz en Bohème. ces Eaux contiennent peu d'autres Sels de sorte que par l'évaporation et une ou deux cristallisations on peut l'obtenir presque pur.
Dans les laboratoires, pour le purifier, on le fait encore redissoudre et Cristalliser, il se présente alors sous la forme de prismes à 4 pans terminés par des Pyramides quadrangulaires.

Ce sel est très soluble, a une saveur amère ~~fort~~ désagréable, est efflorescent à l'air et éprouve la fusion aqueuse au feu. il n'est pas décomposé par les acides mais il l'est par les Bases alcalines, c'est en décomposant le Sulfate de Magnésie par la Potasse qu'on se procure la Magnésie. ~~mais~~ l'Ammoniaque n'en ppte qu'une partie de la Magnésie, se combine à l'acide mis à nud, puis au Sulfate de magnésie non décomposé et, forme ainsi un sulfate à double base d'ammoniaque et de magnésie, le quel n'est plus décomposable par ~~la Magnésie~~ l'ammoniaque. c'est pourquoi si dans une solution de Sulfate de Magnésie on verse un excès de son acide ou du sulfate d'ammoniaque l'ammoniaque n'y produira plus de Précipité.

le Sulfate de Magnésie est très utile en médecine comme Purgatif.

Sulfate de Glucine

Sulfate de Glucine

Ce Sel se prépare en combinant directement l'acide Sulfurique avec la Glucine à l'Etat de gelée. il a une saveur douceâtre sucrée. il se fond au feu, se boursoufle et finit par se décomposer en entier. la glucine reste, l'acide Sulfurique ~~reste~~ se dégage en partie non décomposé et en ~~partie~~ partie décomposé en acide Sulfureux et en gaz oxigène.

Ce sel est très soluble et presqu'Incristallisable.

Sulfates.

Sulfate acide d'alumine.

Sulfate acide d'Alumine

Ce Sel existe dans la nature mais toujours combiné; de manière qu'il seroit difficile de l'obtenir pur. on le fait directement.

Pour cela on met dans une capsule de l'alumine récemment pptée de l'alun, on y ajoute de l'acide sulfurique foible jusqu'à ce que tout soit à peu près dissous. on filtre la liqueur et on la fait évaporer

Ce Sel ne cristallise pas; sur la fin de l'évaporation il se prend en un liquide épais, qui est acide, qui a une saveur attringente et stiptique et qui attire l'humidité de l'air.

Il est à remarquer en faisant ce sel, que quelqu'excès que l'on mette d'alumine, cette terre reste plutot insoluble que de saturer entièrement l'acide de sorte que par ce moyen on ne peut pas obtenir ce Sel Neutre.

Alun.

Sulfate acide d'alumine et de Potasse ou ou alun.

Si on verse dans ce Sulfate acide d'alumine une solution de Sulfate de Potasse ou de Sulfate d'ammoniaque, les deux sels se combineront, et le Sel qui en resultera étant moins soluble que ses deux composants, ne tardera pas à Cristalliser. ce Sel Cristallisé est donc un Sulfate acide d'alumine et de Potasse ou un Sulfate acide d'alumine et d'ammoniaque, on le nommoit autrefois alun.

79

Le sulfate de soude ne peut produire d'alun;

Le sulfate acide d'alumine a une telle tendance à devenir alun, que si on y verse du muriate de potasse ou d'ammoniaque, une partie de l'excès d'acide sulfurique décomposera ces deux derniers sels, il se formera du sulfate de potasse ou d'ammoniaque il par conséquent aussi de l'alun.

Formation

Il existe des Manufactures d'alun, où on le fait directement en traitant de l'argile autant pure que possible par l'acide sulfurique, y ajoutant de la potasse et abandonnant le mélange à lui même pendant 2 mois. au bout de ce temps on lessive, on fait évaporer les liqueurs et cristalliser.

On obtient encore de l'alun en traitant les résidus de la distillation de l'acide nitrique par l'acide sulfurique.

On prend une marche bien différente pour extraire ou obtenir l'alun des mines qui le contiennent en tout ou en partie.

Les Mines d'alun les plus considérables sont celles de Liège en france et de la Tolfa en Italie.

Cette dernière a été jusqu'à présent la plus estimée on en retire une espèce de roche blanche cristalline qui est une combinaison insoluble de silice et de sulfate neutre d'alumine et de potasse. on se contente de calciner cette mine au rouge, on l'expose pendant quelques mois à l'air et on lessive.

voici l'explication que l'on peut donner de ce procédé le sulfate neutre d'alumine et de potasse est

Sulfates
Alun

Insoluble, il ne faut donc pour le rendre Soluble que de lui donner un excès d'acide, c'est à quoi on parvient par la Calcination; la Silice à l'aide du feu se combine facilement à la potasse et à l'alumine; elle s'empare donc d'une portion ~~de potasse~~ de ces 2 Bases, ~~et alors~~ et l'acide mis à nu rend le sulfate non decomposé, Soluble.

La Mine des environs de Liège ~~…~~ ne contient des principes de l'alun que l'argile et le Souffre; c'est une argile Shisteuse contenant du Sulfure de fer. on la laisse pendant un an s'effleurir à l'air ensuite on procède au grillage; et pour cela on en forme des tas composés de couches alternatives de la mine effleurie et de menus bois on allume ces tas et on en entretient la combustion très longtemps en les aggrandissant ~~par~~ d'un coté à mesure qu'ils brulent ~~par~~ l'autre on enlève la matière grillée et la porte dans des Lessivoirs où elle reste pendant un mois en contact avec l'Eau.

voici le but de ces diverses opérations. le Schiste alumineux et pyriteux est dur au moment qu'on le retire de la Mine; on le laisse pendant un an exposé ~~…~~ aux variations de température et d'humidité de l'air afin de l'attendrir. pendant ce tems aussi le fer s'oxide et une partie du Souffre s'acidifie. Par le Grillage ensuite, l'acidification du Souffre devient complette, le fer s'oxide au maximum et comme

et en cet état il a peu d'attraction pour l'acide sulfurique celui ci se porte sur l'alumine; le Bois par la combustion fournit de la Potasse et déja voila de l'alun de formé. mais comme la qté de Potasse fourni par le Bois n'est pas suffisante, on en ajoute encore aux lessives on les fait évaporer et cristalliser.

On purifie l'alun ainsi obtenu par 2 ou trois cristallisations, et enfin par un lavage à l'eau froide afin de le priver totalement de sulfate de fer.

Il existe près de Beauvais une grande qté de tourbe très chargée de sulfure de fer; on l'abandonne sous des hangards à un air humide; la tourbe s'échauffe et brule quelquefois, le soufre s'acidifie, le fer passe au maximum d'oxidation, l'acide se combine à l'alumine qui existe aussi dans ces tourbes on y ajoute du sulfate d'ammoniaque, on lessive et on fait évaporer et cristalliser.

Le sulfate d'ammoniaque est préférable pour cette opération au sulfate de Potasse et à la Potasse qui tous deux coutent plus cher. une autre raison qui doit faire preferer le sulfate d'ammoniaque à la Potasse, c'est qu'avec celle ci on risque ou de laisser du sulfate d'alumine non combiné, si on n'en met pas assez, ou d'en décomposer une partie si on en met trop.

On pourroit essayer même, de remplacer le sulfate d'ammoniaque par de l'Urine qui auroit subie un commencement de putréfaction et concentrée.

Sulfates

Alun. Propriétés

L'alun Cristallise en octaèdres réguliers. on peut obtenir ces cristaux isolés en suspendant des fils dans une solution peu concentrée d'alun, et la laissant évaporer lentement.

L'alun s'effleurit à l'air. il contient cristallisé 0,44 d'Eau, Chauffé dans une terrine, il se fond se boursoufle perd son Eau de Cristallisation, se détache et forme alors une masse blanche légère spongieuse, que l'on connoit en Pharmacie sous le nom d'alun calciné.

Un feu violent en sépare l'acide qui se dégage à l'État d'oxigène et d'acide sulfureux.

L'alun est décomposé par les corps combustibles, avec des phénomènes dignes de notre attention.

Trois Parties d'alun et une partie de Charbon reduits en poudre Impalpable, calcinés ensemble, donnent un Sulfure d'alumine et de Potasse, mêlé de Charbon très divisé. cette substance est très combustible mais elle ne brûle que difficilement par le contact de l'air.

On conçoit facilement cependant ~~cette~~ la cause de cette combustion spontanée, le sulfure d'alumine et de Potasse a une grande attraction pour l'Eau; il condense celle de l'atmosphère et en dégage assez de calorique pour ~~enflam~~ allumer le Charbon qui se trouve dans un état de très grande division. ce qui rend cette théorie très probable, c'est d'abord la Présence de l'Eau dans l'air, Indispensable pour que l'Expérience réussisse, et ensuite le moyen que l'on employ

pour déterminer la combustion de cette substance, qui porte le nom de Pyrophore, lorsqu'elle est trop tardive : on porte l'haleine dessus. enfin si au lieu de se servir de charbon on employe une matière végétale qui en contienne et qui par sa décomposition au feu le fournisse encore plus divisé, le Pyrophore que l'on obtiendra sera si combustible, qu'il suffira de le mettre en contact avec l'air pour le faire brûler.

On prend donc 3 parties d'alun et 1 partie d'amidon de sucre ou de miel, on les mêle et on fait dessécher le mélange dans une cuiller de fer. la matière devient noire en raison de la décomposition de la matière végétale, on la pulvérise, on l'introduit dans une Phiole lutée extérieurement qu'on remplit pas entièrement et qu'on expose sur le feu au bain de sable. par cette dernière calcination, on achève la décomposition de l'alun et celle de la matière végétale, l'acide sulfurique se trouve décomposé par l'hydrogène et une partie du carbone de la matière végétale, il se dégage de l'eau et de l'acide carbonique et il reste du soufre qui s'unit à l'alumine et à la Potasse. mais à la fin lorsqu'il ne reste plus assez d'oxigène pour saturer l'hydrogène et le charbon ces deux corps s'unissent ensemble et forment du gaz hydrogène carboné qui vient brûler à l'ouverture de la Phiole, et qui indique par là que l'opération tire à sa fin ; on chauffe encore un instant, puis on retire la Phiole peu à peu du feu ; on la bouche en liège, on la laisse refroidir ; alors on la vide pour renfermer promp-

Sulfates.

Alun.

tement le Pyrophore dans un flacon qui bouche très bien.

L'alun est employé dans la teinture comme mordant on appelle ainsi les corps qui servent à fixer les couleurs sur les tissus de soie de coton ou de laine & voici à peu près ce qui se passe dans cette opération. lorsqu'on met en contact un tissu de soie ou de laine & avec une solution d'alun, ce sel paroit se séparer en deux et une partie se combine au tissu, à l'état de sulfate neutre d'alumine et de Potasse. lorsqu'on lave on plonge ce tissu ainsi aluné puis lavé et séché, dans un bain de teinture, le principe colorant se précipite dessus et forme avec le tissu et le sulfate neutre une véritable combinaison triple, qui résiste plus ou moins à l'action de l'air et de l'eau.

Il faut que l'alun que l'on destine à la teinture, soit entièrement privé de sulfate de fer, car ce sel altère singulièrement les couleurs surtout les jaunes.

C'est même la cause qui de la préférence que l'on accorde encore de nos jours aux aluns d'Italie sur ceux de France. Cependant depuis quelque temps qu'on a fait connoître que la différence d'effets de ces deux sortes d'alun venoit de ce que les derniers contenoient toujours du sulfate de fer, les manufacturiers François sont parvenus à purifier leur alun au point de le faire rivaliser avec celui d'Italie.

285

L'alun est decomposable par tous les alcalis.
avec l'ammoniaque on peut produire deux effets differents
suivant les dôses que l'on en met.
Si on n'en ajoute que la qté strictement nécessaire
pour saturer l'excès d'acide de l'alun; on obtient un
ppté blanc insoluble qui est un sulfate neutre
d'alumine et de Potasse. si on met un excès d'ammoniaque
alors on décompose entierement le sulfate d'alumine et cette
Base reste pure.
nous savons qu'en employant la potasse pour décom-
-poser l'alun, on redissout le ppté, lorsqu'on met un
excès de cet alcali parceque l'alumine y est soluble.

45e Leçon. Sulfate d'Yttria

Sulfate d'Yttria.

Ce sel est peu connu. il est facilement cristallisable,
a une saveur astringente sucrée et exige 30 parties d'Eau
pour se dissoudre à froid. il est très pesant.
La solution aqueuse est pptée par l'acide oxalique.
le Prussiate de Potasse, l'Infusion de noix de galle.

Sulfate de Zircône

Sulfate de Zircône.

Ce sel se prépare en dissolvant de la Zircône dans l'acide
sulfurique et évaporant à siccité.
lorsqu'il est avec excès d'acide, il est un peu soluble et
Cristallisable mais lorsqu'il est neutre il est insoluble
et Insipide. il est très facilement décomposable
au feu; il l'est aussi par l'Eau bouillante qui dissout
son acide et laisse la base pure.
Quoiqu'on pptant + une solution de Potasse silicée très
étendue, on n'obtienne pas de Sel, on ne peut
cependant pas dire qu'il existe de sulfate de Silice.

+ par l'acide sulfurique

Sulfites

Des Sulfites

N'ayant que peu de chose à dire sur ces sels nous les plaçons immédiatement après les sulfates en raison des rapports qu'ils ont avec ceux ci.

Aucun des sels de ce genre n'existe dans la nature. quelques chimistes pensent qu'il en doit exister autour des volcans, mais dans ce cas même, leur existence ne peut être que momentanée, attendu que le contact de l'air les fait passer à l'état de sulfates.

Il faut donc les former artificiellement.

Pour cela, on introduit dans une cornue de terre de la paille hachée ou du charbon pulvérisé et de l'acide sulfurique concentré; on place cette cornue dans un fourneau, on y adapte un tube de verre qui va plonger dans l'eau d'un 1er flacon destiné seulement à laver le gaz. de ce flacon part un autre tube qui va plonger dans une solution alcaline contenue dans un ~~autre~~ 2d flacon. on peut à la suite de ce 2d flacon en ~~[illegible]~~

× mettre plusieurs autres/. On chauffe la cornue. le charbon décompose l'acide sulfurique, il se forme de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux qui se dégagent ensemble et viennent d'abord saturer l'eau du 1er flacon puis la dissolution alcaline du 2d. mais l'acide sulfureux ~~étant~~ ~~[illegible]~~ beaucoup plus soluble que ~~[illegible]~~ par l'acide carbonique, les nouvelles portions qui en arrivent chassent ~~[illegible]~~ successivement celui ci du 1er du 2d et de tous les flacons, en supposant qu'on en ~~mette~~ une suite

de plusieurs. enfin toute l'acide carbonique se dégage et les flacons ne contiennent plus que du sulfite de la base employée

On pourroit peut par ce moyen se procurer tous les sulfites alcalins. on pourroit aussi de la même manière préparer les sulfites terreux, mais comme ils sont tous insolubles il est plus commode de les préparer par double décomposition avec un sulfite alcalin soluble et un muriate terreux.

Tous les sulfites font effervescence avec l'acide sulfurique qui en dégage l'acide sulfureux si reconnoissable par son odeur. Les sulfites alcalins exposés à l'action du calorique (il faut en excepter celui d'ammoniaque) laissent dégager une portion de soufre et deviennent sulfates. le sulfite de magnésie peut offrir le même effet : il ne faut pas trop chauffer car on décomposeroit entièrement l'acide. les sulfites exposés à l'air absorbent de l'oxigène et passent à l'état de sulfates.

Sulfite de Baryte

Sulfite de Baryte
Insoluble dans l'eau, mais pouvant s'y dissoudre à la faveur d'un excès de son acide et étant alors susceptible de cristalliser.

Sulfite de chaux
très peu soluble, peu sapide. Soluble dans l'acide sulfureux et pouvant alors cristalliser

Sulfite de Potasse

Sulfite de Potasse.
Saveur âcre et piquante. très soluble. plus à chaud qu'à froid, facilement cristallisable, décrépite au feu. est changé en sulfate par le contact très prolongé de l'air; l'est beaucoup plus promptement par l'acide nitrique : l'est aussi, mais seulement en partie, par l'acide muriatique oxigéné, parceque à mesure qu'il se forme de l'acide muriatique, cet acide chasse une partie de l'acide sulfureux et forme un muriate.

Sulfites | Sulfite de Soude. Saveur fraiche et sulfureuse

moins soluble que le précédent à froid; mais presqu'autant à chaud. s'Effleurit à l'air; au feu éprouve la fusion aqueuse.

d'Ammoniaque | Sulfite d'ammoniaque

Saveur fraiche piquante et aussi sulfureuse. très soluble dans l'Eau. facilement Cristallisable. exposé à l'air il en attire un peu l'humidité et se change bientot en sulfate. au feu il decrépite, perd de l'Eau et un peu d'ammoniaque, et se sublime en sulfite acide.

de Magnésie | Sulfite de Magnésie.

Saveur douceâtre. peu soluble à froid, beaucoup plus soluble à chaud et facilement Cristallisable. exposé à l'air ne se convertit que très lentement en sulfate s'il est en dissolution dans l'Eau, l'effet sera beaucoup plus prompt. peut former un sel triple avec le précédent.

d'Alumine | Sulfite d'alumine.

Insoluble; soluble dans un excès de son acide mais ne peut pas Cristalliser.

Les autres sulfites n'ont pas été formés.

Nitrates | Des Nitrates.

Les Propriétés Communes à toutes les espèces de ce genre sont en grand nombre.

Tous les Nitrates sont solubles, plus à chaud qu'à froid et peuvent tous Cristalliser.

Ils sont tous décomposables par le Calorique, mais avec quelques differences dans les resultats. les nitrates de Zinc ...

d'Yttria, d'alumine et probablement aussi de Glucine laissent dégager l'acide nitrique non décomposé, et la base reste pure : il est facile de voir que cela vient de ce que ces bases tenant peu à l'acide nitrique, elles le laissent dégager à une température qui n'est pas suffisante pour le décomposer.

Tous les autres nitrates, même celui de Magnésie, chauffés convenablement, laissent dégager de l'oxigène et se changent en nitrites; c'est même le moyen que l'on emploie pour préparer les nitrites alcalins; mais vient on à augmenter l'intensité du Calorique, alors se présentent encore deux manières d'agir: le nitrite de Magnésie laisse dégager l'acide nitreux indécomposé, tandis que tous les autres ne le cèdent au calorique qu'à une température capable de le décomposer et on obtient la base isolée, de l'oxigène et de l'azote.

On peut opérer cette décomposition des nitrates alcalins dans une cornue. les 1eres portions de gaz qui se dégagent sont de l'oxigène presque pur. l'azote se montre bientôt et va en augmentant jusqu'à la fin; néanmoins les dernières portions contiennent encore assez d'oxigène pour rallumer une bougie récemment éteinte.

Si les nitrates sont décomposés par le Calorique, ils le seront à plus forte raison lorsqu'à son action on ajoutera un corps combustible.

Ainsi à une haute température tous les corps combustibles décomposent les nitrates et cela d'autant mieux que

le corps est plus combustible et la chaleur plus forte. Pour faire mieux comprendre cet effet faisons ici deux mélanges le 1er avec deux parties de nitrate de Potasse et une partie de Charbon; le second avec 2 parties du même nitrate et une partie de soufre. il ne se passe rien à froid dans ces deux mélanges, car ceux les restent longtemps après leur préparation, on en retire à très peu près la qté de nitrate employé mais projettons séparément ces deux poudres dans deux creusets rouges; elles s'enflamment aussitôt, mais avec cette différence que celle qui contient du soufre donne une flamme si blanche si vive si intense que l'oeil ne peut la supporter, tandis que la lumière dégagée par l'autre n'est pas à beaucoup près si forte. observons aussi que le mélange de soufre et de nitre brûle beaucoup plus vite que l'autre, et enfin sachons que les produits de la 1re combustion sont ~~[illegible]~~ du sulfate de Potasse et du gaz azote; ~~[illegible]~~ et que ceux de la 2de sont du carbonate de Potasse, de l'acide carbonique et de l'azote.

Il nous sera maintenant facile d'expliquer pourquoi la combustion du soufre est beaucoup plus vive que celle du Charbon; dans celle ci l'oxigène qui est solide dans le nitrate de Potasse se combine au Charbon qui est aussi solide et forme un acide gazeux dont une partie se dégage. une grande partie du calorique et de la lumière contenus dans le nitrate (car l'oxigène dans cette combinaison en retient beaucoup) ~~[illegible]~~

doit donc être absorbé par les produits gazeux de la combustion, alors le dégagement doit en être moins et par suite la combustion doit en être ralentie.

Dans la combustion du soufre au contraire, l'oxigène de l'acide nitrique ou du nitrate de potasse si on veut, quitte ce corps où il est peu condensé, où il ~~[illegible]~~ est encore combiné avec beaucoup de calorique et de lumière, pour ~~[illegible]~~ former avec le soufre, un ~~[illegible]~~ acide fixe, dans lequel l'oxigène est très condensé, un acide qui de plus, a plus d'affinité pour la potasse que n'en a l'acide nitrique la qté de calorique et de lumière dégagée doit donc être très grande, l'acide nitrique doit donc être séparé bien plus facilement de la potasse, la combustion du soufre doit donc être une des plus vives qu'on puisse produire

Les nitrates projettés sur les charbons ardents fusent comme on le dit ordinairement. cela vient de ce que ces sels se décomposent et avivent la combustion du charbon.

Les nitrates sont décomposés par l'acide sulfurique concentré, sans effervescence mais avec dégagement de vapeurs blanches. cet effet est à remarquer, car il distingue les nitrates des muriates qui le sont avec effervescence et dégagement de vapeurs blanches; ~~et~~ il les distingue aussi des nitrites et des muriates sur-oxigénés, (les quels fusent comme les nitrates sur les charbons), en ce que l'acide sulfurique décompose les nitrites avec effervescence et dégagement de vapeurs rouges et les muriates oxigénés avec effervescence et dégagement de vapeurs verdâtres.

46e Leçon

Formation des Nitrates

On se rappelle que Cavendish a formé de l'acide nitrique en faisant passer une série longtemps continuée d'étincelles électriques à travers un mélange de gaz oxigène et de gaz azote, ce mélange étant contenu dans un vase au-dessus d'une solution alcaline. Peut être le même effet peut-il avoir lieu lorsque dans l'athmosphère deux nuages électrisés différemment se rencontrent; et se forme-t-il alors un peu d'acide nitrique ou d'une autre combinaison de l'azote avec l'oxigène, bientot entrainé sur la terre par l'eau, dont la condensation suit ordinairement ces sortes de phénomènes.

Mais ce n'est pas là probablement la source la plus féconde de l'acide nitrique et des nitrates; c'est surtout dans les lieux humides habités par les animaux que l'on trouve ces sels. ainsi les Ecuries, les Etables, les Caves, en offrent une source inépuisable. il paroit que dans ces lieux la présence de la potasse et de la chaux qui se trouvent sur les murs ou dans le sol, détermine la combinaison de l'azote des matières animales qui y parviennent avec l'oxigène soit de ces mêmes matières soit de l'air.

C'est d'après cette théorie qu'on a imaginé les nitrières artificielles dont le succès vient encore à l'appui.

On construit sous de grands hangards des espèces de murs avec des platras et des pierres calcaires. on les arrose de liquides animaux et on les recouvre

de matières animales et végétales en putréfaction on abandonne toutes ces matières à elles-mêmes pendant 18 mois ou 2 ans jusqu'à ce qu'en lessivant une petite q^té de Platras on voye qu'ils sont assez riches en nitrates.

Nitrate de Baryte

Nitrate de Baryte.

S'obtient en décomposant l'hydrosulfure de Baryte par l'acide nitrique, et faisant cristalliser et redissoudre le sel qui en résulte plusieurs fois.

Ce sel est soluble dans 12 à 18 parties d'Eau froide et dans 3 à quatre d'Eau B^te. il cristallise en petites lames brillantes ou en octaèdres réguliers. il a une saveur chaude et austère. il est inaltérable à l'air décrépite au feu, puis se fond et finit par se décomposer entièrement lorsqu'il est assez chauffé; la Base reste pure.

Il est employé en Chimie pour découvrir la présence de l'acide sulfurique et des sulfates et pour en déterminer les proportions.

Nitrate de Potasse

Nitrate de Potasse

Ce sel existe en assez grande q^té dans plusieurs contrées : ainsi on le trouve répandu à la surface de la terre, dans l'Inde dans l'afrique et dans l'amérique méridionale. En Egypte le sol en contient quelquefois en si grande abondance qu'il vient s'effleurir à la surface; pour l'obtenir on se contente de le ramasser avec des Balais. ainsi obtenu, il porte le nom de <u>nitre de houssage</u>.

Le Nitrate de Potasse n'est pas à beaucoup près aussi commun en Europe. c'est pour faire face à la grande consommation

Nitrates

qui s'en fait pour la préparation de la Poudre à canon que l'on a établi en France et en allemagne des nitrières artificielles.

Extraction

A Paris les Salpêtriers sont autorisés à faire enlever les platras provenant des démolitions pour s'en servir à fabriquer du nitrate de Potasse

Ces platras, sans compter les sels Insolubles, contiennent 6 sels solubles qui sont les nitrates de Potasse de Chaux et de magnésie et les muriates de soude de Chaux et de magnésie.

On ajoute à ce platras avant de les lessiver une quantité determinée de Potasse du commerce. afin de decomposer par les carbonate et sulfate de Potasse qu'elle contient les nitrates de chaux et de magnésie contenus dans les platras, et d'augmenter par la la qté du nitrate de Potasse. Il faut avoir l'attention de ne pas mettre trop de Potasse, car alors on décomposeroit aussi les muriates de Chaux et de magnésie, et on formeroit du muriate* qu'il seroit presqu'Impossible de séparer du nitrate de Potasse et qui pourroit nuire à l'Effet de la Poudre

*de Potasse,

Le Lessivage se fait dans de grandes cuviers garnis vers leur partie inferieure d'une claie en osier recouverte de paille, on place dessus les platras et la Potasse mélangés, on y verse de l'Eau froide. au bout de quelque tems on soutire, et on réunit le liquide dans un grand reservoir d'où il est Conduit dans des Chaudières évaporatoires en Cuivre. on clarifie la liqueur avec de la colle forte

295

au fond de chaque chaudière et dans le liquide même, est placée une autre chaudière plus petite et plate suspendue par ses anses à la grande. cette petite est destinée à recevoir le muriate de soude qui se dépose pendant l'évaporation et qu'on en retire à plusieurs reprises. lorsque le liquide est très concentré on le coule dans des cristallisoirs, où il se prend presqu'en masse à cause de la grande qté de nitre qui devient insoluble par le refroidissement; mais ce nitrate de potasse n'est pas pur il a entrainé avec lui de tous les sels qui se trouvent dans la liqueur, on décante les eaux mères et on a ce nitre impur que l'on nommoit autrefois nitre de la 1ère cuite.

Pour le purifier, on le fait dissoudre et cristalliser 2 fois et on a ainsi du nitre de 2de ou de 3e cuite. ce dernier est alors assez pur, et c'est ainsi qu'on l'obtenoit autrefois, mais le moyen est long et dispendieux, voici comme on purifie le nitrate de potasse aujourd'hui.

Ce sel est très soluble dans l'eau bte, et ~~[illegible]~~ peu soluble dans l'eau froide. les muriates de chaux et de magnésie sont si solubles à froid qu'ils sont déliquescents et le muriate de soude est sensiblement aussi soluble à froid qu'à chaud, et c'est beaucoup plus à froid que le nitrate de potasse; on lave donc simplement le nitre de 1ère cuite avec une petite qté d'eau et à froid. tous les muriates se dissolvent, et le nitre devient non seulement assez blanc, mais encore assez pur pour pouvoir servir à la fabrication de la poudre. ~~[illegible]~~ dans cet état une seule ~~[illegible]~~ cristallisation le rend parfaitement pur.

Propriétés

Le nitrate de potasse a une saveur fraiche piquante et

Nitrates

amère ; il n'éprouve pas d'altération sensible à l'air ; exposé à l'action du Calorique, il ne décrépite pas ni éprouve pas la fusion aqueuse mais éprouve presque de suite la fusion Ignée. ce Sel ainsi fondu et coulé forme en se refroidissant une plaque blanche demi transparente nommée autrefois Cristal minéral, Sel de Prunelle ; c'est simplement du nitrate de Potasse fondu. quelquefois on y ajoute un peu de Soufre et alors le Cristal minéral se trouve composé de nitrate de Potasse, d'un peu de nitrite et d'un peu de Sulfate de Potasse.

A froid le Nitrate de Potasse n'agit pas sur les corps combustibles, mais à chaud tous le décomposent. De toutes ces expériences la plus remarquable par l'activité de la Combustion et la qté de lumière dégagée, est celle que nous avons fait dans la Dernière leçon avec le Soufre.

Le Nitre mêlé dans une proportion convenable avec du Soufre et du Charbon constitue la Poudre à Canon

Poudre à Canon.

Il faut pour cette opération 1°. avoir du nitre bien pur. 2°. avoir du Soufre exempt de matières terreuses, et on peut se rappeller à cet égard que nous avons dit que celui préparé à Marseille par Sublimation était préférable aux autres 3°. Enfin il faut avoir du Charbon d'un bois leger. le Charbon de Bois dur comme de Chêne ou de Hêtre, est trop compact et ne brule ~~point~~ facilement. on se sert de Charbon de Bois de Bourdaine, qui est léger et qui brule ~~bien~~ plus facilement.

Il est au moins aussi nécessaire que les proportions de ces trois substances, soient bien déterminées et constantes; car l'Effet de la Poudre dépendant de la grande q^té de gaz qui se forment par sa combustion, il faut qu'elle soit tellement composée que ses composants disparoissent le plus complettement possible. les proportions suivantes paroissent remplir ce but.

Nitrate de Potasse	76.
Charbon	14
Soufre	10
Poudre	100

On fait ce mélange en masse très considérable; on le divise par portions de 10 Kilo, à chacune desquelles on ajoute 1 Kilo d'Eau, et que l'on bat séparement pendant 15 à 18 heures, dans de grands mortiers de Bois. Ces mortiers sont des troncs d'arbres creusés, leurs pilons sont très lourds, en fer ou en cuivre et mus par l'Eau. au bout du tems necessaire à la mixtion intime des parties, on retire la Pâte des mortiers on la laisse un peu sécher, on la divise et on la force à passer encore un peu molle à travers un Crible d'une grosseur déterminée. la Pâte se moule en passant par les trous, on en sépare le plus fin à l'aide d'un tamis, c'est ce qu'on appelle le Poussier. la portion qui reste se nomme Poudre granulée. on la dessèche au Soleil ou dans une étuve. et on procède au lissage en

s'enfermant dans des tonneaux au milieu desquels passe un axe sur lequel on les fait tourner. les grains s'usent par le frottement et se lissent.

On ne lisse la poudre que lorsqu'on veut la conserver car il n'est pas besoin de lisser celle que l'on destine aux Canons. mais on fait subir cette opération à celle qui doit servir pour la Chasse alors les grains étant unis ils présentent moins de surface à l'air et en attirent moins l'humidité; aussi la Poudre de Chasse prend-t-elle mieux que celle à Canons.

On conçoit à présent combien il est nécessaire que ~~Ce~~ le Nitre ne contienne pas de sels déliquescents. ~~Car~~ la Poudre faite avec du nitre impur attirant l'humidité, sa combustion est plus lente, le dégagement des gaz aussi, et la poudre ne porte pas aussi loin. le même inconvénient arrive lorsque le mélange a été mal fait.

Les Gaz qui se dégagent par la Combustion de la Poudre sont les gaz azote, acide carbonique, oxide de Carbone, et probablement aussi le gaz hydrogène sulfuré. enfin il se dégage une grande qté d'Eau due en partie au nitrate et formée en partie par la Combustion de l'hydrogène contenu dans le Charbon. c'est même à la vaporisation subite de cette Eau et au grand espace qu'elle occupe à l'Etat gazeux qu'on doit attribuer une partie des terribles effets de la Poudre.

Quant au résidu de la Combustion, il est compo

de Potasse carbonatée de Sulfate de Potasse, d'un peu de Sulfure de Potasse et de Charbon non consumé. ce résidu attire l'humidité et attaque les Substances métalliques en raison du Sulfure qu'il contient.

19e Leçon

Nitrate de Soude

Nitrate de Soude.

Ce Sel ne se trouve pas dans la nature. on l'obtient en décomposant le Carbonate de Soude par l'acide nitrique. il cristallise en Rhombes. il est un peu déliquescent, éprouve la fusion aqueuse et ne seroit pas propre à fabriquer la poudre à Canon.

Nitrate de Strontiane

Nitrate de Strontiane.

S'obtient de même que le Nitrate de Baryte en décomposant l'hydrosulfure de Strontiane par ~~le Carbon~~ l'acide Nitrique, faisant évaporer la liqueur, redissoudre les Cristaux et cristalliser de nouveau.

Ce Sel cristallise en octaèdres réguliers, il a une Saveur fraîche et fortement piquante. il est très soluble dans l'Eau; il se s'Effleurit à l'air lorsqu'il est Sec, et y est déliquescent lorsqu'il est humide. au feu il décrépite doucement et se fond ensuite. une plus forte Chaleur en dégage l'acide, la Base reste pure. Projetté à travers la flamme d'une bougie il la colore en pourpre.

Nitrate de Chaux

Nitrate de Chaux

Ce Sel est le plus commun des nitrates dans nos contrées où il forme plus des deux tiers de la Totalité de ceux qu'on y rencontre. mais comme nous l'avons dit en Egypte et dans les Indes c'est le Nitrate de Potasse qui domine.

Pour avoir le nitrate de Chaux pur, il est beaucoup plus Simple

Nitrates

et moins couteux de le faire artificiellement que de chercher à le séparer du grand nombre de sels avec les quels la nature nous le présente mélangé.

On prend donc du marbre blanc en poudre, on y verse de l'acide nitrique affoibli, de manière à ne pas dissoudre entièrement le carbonate. on filtre la liqueur et on la fait évaporer. ce sel est très déliquescent et si soluble dans l'eau, qu'on peut rarement l'obtenir cristallisé par le moyen ordinaire; mais comme il n'est pas aussi soluble dans l'alcool, on fait évaporer la dissolution aqueuse à siccité on dissout le sel dans l'alcool, par le refroidissement il cristallise.

Une partie d'eau peut à la température ordinaire en dissoudre 4 parties. ce sel est donc un des plus solubles que nous connaissions. c'est ce qui fait que lorsqu'on verse dans une solution de nitrate de chaux une solution concentrée de potasse, le tout se solidifie, par ce que le peu d'eau qui se trouve dans le mélange se trouve absorbée et solidifiée par la chaux et le nitrate de potasse formé.

Le nitrate de chaux artificiel n'est d'aucun usage. ~~de ce reste~~ que le naturel sert comme nous l'avons vu à la fabrication du nitrate de potasse.

Nitrate d'Ammoniaque

Nitrate d'ammoniaque.

Ce sel se fait directement en versant de l'acide nitrique affoibli dans de l'ammoniaque liquide. on laisse un excès

de celle-ci : on fait évaporer et cristalliser.

Le nitrate d'ammoniaque est très soluble dans l'eau, il a une saveur âcre amère et désagréable. il est déliquescent.

Lorsqu'on le chauffe graduellement dans une cornue, il se décompose, finit par disparoître entièrement et on a pour produits de l'eau et du gaz oxide d'azote.

Pour se rendre compte de ces produits, il suffit de le supposer que l'hydrogène pour se changer en eau, enlève à l'acide nitrique une qté d'oxigène telle que cet acide se trouve réduit à l'état de gaz oxide nitreux. alors l'azote autre produit de la décomposition de l'am-moniaque se combine au gaz nitreux, ou si on veut l'oxigène se partage entre les deux et le tout devient gaz oxide d'azote.

Il faut avoir soin de chauffer avec ménagement, car si on brusquoit le feu, la décomposition du sel seroit subite, et la dilatation de l'eau et des gaz formés feroit éclater les vaisseaux en mille pièces.

Le Nitrate d'ammoniaque projetté dans un creuset chauffé au rouge, brule vivement et avec flamme sans laisser de résidu, c'est le seul de tous les sels qui soit combustible par lui même.

ltrate de Magnésie

Nitrate de Magnésie

Ce sel existe dans les nitrières, mais en trop petite qté pour qu'on puisse l'en retirer, on le prépare donc artificiellement en traitant le carbonate d'ammoniaque par l'acide nitrique affoibli. on filtre on fait évaporer à siccité, on traite par l'alcool et on fait cristalliser.

D'après ce mode de préparation on voit que ce sel doit

être très soluble dans l'Eau. aussi est il déliquescent.
il a une saveur piquante et amère.
Il se combine au nitrate d'Ammoniaque, et forme alors un sel triple moins soluble qu'ils ne le sont séparement.
Ce nitrate ammoniaco-magnésien cristallise facilement dans l'Eau; il se décompose au feu moins facilement que le nitrate d'ammoniaque. Les produits sont de l'Eau, du gaz nitreux, de l'acide nitreux et de la Magnésie.

Nitrates d'alumine, de Glucine &c...

Les nitrates d'alumine de Glucine, d'Yttria et de Zircone se font directement. on met toujours un excès de Base et néanmoins on les obtient toujours avec excès d'acide. ils sont déliquescents. on ne peut admettre l'existence du nitrate de Silice.

Des Nitrites

Ces Sels sont tous des produits de l'art. on peut les obtenir soit en calcinant jusqu'à un certain point les nitrates soit en faisant passer du gaz acide nitreux à travers des solutions de Bases salifiables? pour celles qui sont insolubles on les met à l'état de gelée étendue d'Eau.
Tous les nitrites activent la combustion du Charbon, sont décomposés par le Calorique, et laissent dégager des vapeurs rouges par l'acide sulfurique.

Ces Sels n'étant d'aucun usage et peu connus il est inutile d'en parler plus au long.

Muriates

Des Muriates

Les muriates ont des caractères génériques positifs et tranchés. ils sont décomposés par l'acide sulfurique concentré avec effervescence et dégagement de vapeurs blanches acides. ce caractère leur est commun avec les fluates mais si on ajoute aux muriates un peu d'oxide de manganèse, qu'on introduise le mélange dans une fiole, qu'on y verse de l'acide sulfurique affoibli et qu'on recueille le gaz qu'on en dégagera ensuite au moyen de la chaleur on reconnoîtra facilement le gaz acide muriatique oxigéné, tandis que si on traite les fluates par les mêmes agents, on n'en obtiendra toujours que des vapeurs blanches d'acide fluorique.

Tous les muriates sont solubles. les muriates terreux sont décomposés par le ~~Chaleur~~ feu, en acide et en base. les 6 muriates alcalins ne le sont pas et ne le sont par non plus par les corps combustibles.

ces mêmes muriates ne sont pas décomposés à la plus haute température par l'acide boracique et par ~~l'acide~~ le phosphate acide de chaux vitreux. ces faits semblent contradictoires avec le principe que nous avons posé au commencement de ce cours, que toutes les fois qu'on expose à l'action du calorique un ou plusieurs corps pouvant agir les uns sur les autres de manière à ce qu'il en puisse résulter un corps gazeux, constamment l'action avoit lieu. mais comme nous le verrons bientôt, l'acide muriatique n'existe pas dans les sels tel que nous le connoissons à l'état

gazeux. la Présence de l'Eau est Indispensable pour qu'il passe à cet état de sorte qu'en chauffant un muriate sec avec un ~~corps~~ acide sec, c'est comme si on chauffoit deux corps formés de principes fixes, et comme d'ailleurs l'acide sec qu'on pourroit employer ~~le~~ a moins d'attraction pour les Bases que n'en a l'acide muriatique, la décomposition du muriate n'a pas lieu.

Si les muriates terreux sont décomposés par le feu, cela tient à ce qu'on ne peut priver entierement ces sels d'Eau; et comme l'acide tient peu à la base, il s'unit avec cette Eau avant qu'elle ne soit volatilisée et passe avec elle à l'Etat gazeux. mais il n'en est pas de même des muriates alcalins; lorsqu'on les Chauffe, l'Eau se trouve volatilisée avant que l'acide ait pu quitter la base; le Sel une fois privé d'Eau ne peut plus se décomposer.

Les muriates sont en partie décomposés par l'acide nitrique et reciproquement l'acide muriatique décompose en partie les nitrates; dans les deux cas, à mesure que l'acide du Sel se trouve mis en liberté, il s'unit à de l'acide non encore combiné à la Base et il se forme de l'acide nitromuriatique.

Il faudroit mettre un grand Excès d'acide nitrique pour décomposer entierement tout le muriate et vice versa.

Le rang d'attraction des Bases pour l'acide muriatique, est le même que pour les acides Sulfurique et nitrique ainsi les muriates sont rangés dans l'ordre suivant.

Muriates de Baryte, Potasse, Soude, Strontiane Chaux ammoniaque, magnésie, ~~Al~~ Glucine &c &c.

Muriates de Baryte et de Strontiane

Muriates de Baryte et de Strontiane.

Ces deux muriates ne se rencontrent pas dans la nature; ~~et~~ on peut facilement s'en rendre compte en considérant qu'on trouve des sulfates partout, et que ces sels sont incompatibles. Ils s'obtiennent tous deux en décomposant leur sulfure hydrogéné par l'acide muriatique. on filtre les liqueurs, on les fait évaporer et cristalliser.

Le muriate de Baryte cristallise en lames carrées, celui de Strontiane, en aiguilles croisées. le 1er est âcre et vénéneux; il n'est pas sensiblement soluble dans l'alcool et ne lui communique aucune couleur lorsqu'on vient à l'enflammer. le second a une saveur fraiche et piquante, il communique une flamme purpurine à l'alcool qui en tient en dissolution.

Du reste tous les deux sont inaltérables à l'air, décrépitent au feu, et finissent par se fondre dans le calorique. le muriate de Baryte sert comme réactif pour découvrir l'acide sulfurique et les sulfates.

Muriate de Potasse.

Ce sel existe dans tous les végétaux et dans plusieurs humeurs animales comme le lait et la salive. ~~[illegible]~~ mais on le fait directement avec l'acide muriatique et la Potasse.

Il est assez soluble dans 3 parties d'eau froide et dans moins de deux d'eau Bte. ~~[illegible]~~ mais cette différence ne suffit pas pour avoir le muriate de Potasse cristallisé par refroidissement il faut abandonner la dissolution à une évaporation spontanée; alors il cristallise en cubes.

Il est presqu' inaltérable à l'air, ~~mais~~ il décrépite au feu. si chauffé au rouge, il se fond et finit par se volatiliser en une fumée blanche mais sans être décomposé.

Muriates

48e Leçon

Le Muriate de Potasse n'est décomposé qu'imparfaitement par la Baryte; il paroît que l'acide se partage en deux et qu'il se fait un Sel triple.

Muriate de Soude.

C'est le plus anciennement connu de tous les Sels. il existe très abondamment dans la nature, tantôt dissous dans les eaux de la mer, tantôt en masses considérables dans le Sein de la terre. on le nomme en cet état Sel Gemme et quelque fois il est assez pur pour être versé dans le commerce sans aucune préparation.(1) mais le plus souvent il est coloré par quelques oxides, ou mêlé avec différentes terres, ou de l'argile; il faut donc le Purifier. c'est ce qu'on est obligé de faire en Bavière à .... où se trouve la mine la plus considérable de Muriate de Soude, de ce Pays.

Cette mine consiste en une montagne presque entièrement formée de Sel Impur. cette montagne donne naissance à un grand nombre de Sources dont l'Eau, chose remarquable, n'est pas Salée on reunit ces Eaux dans des Canaux où on a mis le sel exploité. au bout de 8 Jours on ouvre d'autres conduits qui portent l'Eau Saturée de Sel, quelquefois à plus d'une lieue de distance, dans de vastes Chaudières où se fait l'Evaporation.

Pour retirer le Sel des Eaux de la Mer, on suit differents procédés suivant la temperature du Climat. dans les pays Septentrionaux de l'Europe, on fait parvenir l'Eau Salée dans de grands reservoirs présentant beaucoup

---

(1) la hongrie et surtout la Pologne renferment des mines Immenses de Sel Gemme passablement pur.

307

de surface à l'air et peu profonde. l'Eau s'y congèle en partie. la glace formée n'est que de l'eau pure. le liquide restant se trouve saturé de sel marin. on le sépare et on le fait évaporer dans des chaudières.

Dans les climats plus chauds, comme dans la france méridionale, on se sert de la température habituelle de l'air pour évaporer les eaux de la mer. et pour cela on creuse sur le bord de la mer des bassins grands et profonds nommés ~~partennements~~, dans lesquels on fait parvenir l'eau salée. elle y dépose une grande qté de vase ~~[illegible]~~. on la conduit après dans d'autres bassins peu profonds mais d'une grande superficie. elle s'y évapore et à mesure le sel vient cristalliser à sa surface. on peut l'enlever si on veut l'avoir blanc. mais ordinairement on laisse l'eau s'évaporer presqu'en totalité et on obtient une motte saline qu'on ne peut séparer des bassins qu'à coups de pioche.

Ce sel ainsi obtenu est impur. il est coloré, et par les matières qui se trouvent également dissoutes dans l'eau de la mer, et par l'argile des bassins. pour le purifier on le lasse ~~[illegible]~~ et on en forme des tas qu'on laisse exposés à l'air l'espace de 2 ou 3 ans ~~[illegible]~~. pendant ce temps les nitrates et muriates de chaux et de magnésie qui se trouvent interposés entre ses cristaux, attirent l'humidité, se liquéfient coulent et entraînent avec eux ~~une grande~~ partie de l'argile. le sel alors est passablement pur, et transparent. on le connaît dans le commerce et dans l'économie domestique sous les noms de Sel marin, Sel commun. Sel de cuisine. Sel gris.

Muriates

Dans le nord de la France surtout dans la ci devant Lorraine, il existe beaucoup de fontaines dont les Eaux contiennent du muriate de soude, du sulfate de soude et des sulfate de chaux. mais la temperature n'est ni assez élevée pour les faire évaporer à l'air, ni assez basse pour les concentrer par la congélation de sorte qu'on est obligé d'avoir recours à des moyens particuliers.

Au moyen de Pompes on fait parvenir ces Eaux dans de grands reservoirs placés au faîte de hangards qui portent le nom de Batiments de Graduation. au Milieu de ces hangards on élève des murs en fagots d'Epine et on laisse tomber l'Eau dessus; Elle s'y divise en pluie fine, presente beaucoup de surface à l'air et s'évapore en partie. on la fait remonter et retomber de même 3 ou 4 fois jusqu'à ce qu'elle marque 14° à l'Aréomètre. alors on termine

l'Evaporation ~~l'opération~~ dans des Chaudières de cuivre. cette opération est nommée Schlotage, parceque le sulfate de chaux se sépare le premier de la liqueur et vient former à la surface une Ecume qu'on nomme Schlot. Une chose bien remarquable, c'est que le sulfate de chaux entraîne avec lui le sulfate de soude, de sorte que la liqueur Ensuite ne contient plus que du Muriate de soude. on continue l'Evaporation pour l'obtenir.

A l'article du sulfate de soude nous avons dit que le Schlot paroissoit ~~être~~ une combinaison et non un simple mélange des deux sulfates; ce qui porte à le croire c'est qu'on a trouvé dans ces derniers tems en Espagne

309
Propriétés

Le Muriate de Soude a une Saveur fraiche piquante, agréable à tous les animaux et surtout aux Chèvres.

Il est Inaltérable à l'air lorsqu'il est pur. mais le plus souvent il en attire l'humidité en raison des sels déliquescents qu'il contient. au feu il décrépite, une plus forte chaleur le fond et finit par le volatiliser sans altération. Si lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir lentement on l'obtiendra cristallisé en paillettes. il est soluble dans moins de 3 parties d'Eau froide, et il est le seul de tous les sels qui ne soit pas sensiblement plus soluble dans l'Eau Bte; de sorte que par le refroidissement on obtient à peine un leger dépot blanc. Pour l'obtenir cristallisé il faut donc abandonner sa dissolution à une évaporation spontanée. alors il cristallise en cubes qui se forment d'abord à la surface et se groupent à mesure en se tenant par une arête, forment des trémies ou escaliers à deux cotés.

Pour Purifier le Sel Commun qui est gris, on le fait dissoudre on filtre la liqueur, on l'Evapore et on enlève le sel à mesure qu'il vient se rassembler à la surface. mais comme il faudroit répéter ces opérations plusieurs fois pour avoir le muriate de Soude Parfaitement pur; voici comme on s'y prend. on fait dissoudre du sel blanc. on y ajoute du carbonate d'ammoniaque également dissous jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de dépôt. on en met même un excès.

---

une montagne presqu'entièrement formée d'une combinaison exactement pareille et qui a une Cristallisation differente de celle des deux Sulfates séparés.

on sépare par le filtre les carbonates insolubles formés, on fait évaporer à siccité la liqueur ~~qui encore tient~~ le muriate de soude ainsi obtenu ~~[illegible]~~ contient du nitrate et du muriate d'ammoniaque on l'introduit dans un matras et on le chauffe assez pour être sûr de volatiliser ~~toutes ces~~ les deux derniers sels.

le muriate de soude est comme tous les muriates décomposé par l'acide sulfurique, et en partie décomposé par l'acide nitrique. Il sert dans les arts ~~pour~~ à faire l'acide muriatique, l'acide muriatique oxigéné, et la soude. On l'emploie dans l'économie domestique, pour corriger la fadeur des mets et pour ~~[illegible]~~ conserver les viandes. voici l'idée qu'on peut se faire de la manière d'agir du sel dans ~~cette occasion~~ ce dernier cas.

la chair se conserve peu dans l'hiver et à plus forte raison pendant l'été. ~~cependant~~ mais si on la desseche, on pourra très bien la conserver dans cette dernière saison. Lorsqu'on sale une viande, le sel qu'on y met est sec. si on l'examine quelque tems après on le trouve en partie fondu et formant une liqueur qu'on nomme Saumure. cette liqueur n'est autre chose que l'humidité de la viande que l'attraction du sel pour l'eau en a séparée. aussi la viande est elle devenue plus ferme et plus compacte; on peut regarder son interieur comme desseché et le but qu'on se proposoit est rempli. si on se sert d'un muriate de préférence à tout autre genre de sels c'est à cause de son inaltérabilité ~~pour~~ par les

Corps combustibles et si on se sert du muriate de Soude de preference aux autres espèces c'est à cause de la Saveur désagréable de celles ci.

nous avons parlé du muriate de Strontiane en même tems que du Muriate de Baryte.

Muriate de Chaux.

Muriate de Chaux

Sel naturel et très répandu. il se trouve toujours avec les nitrates et les autres muriates. mais comme il seroit difficile de l'en séparer pur, il faut lorsqu'on veut l'avoir en cet état le préparer de toutes pièces, et pour cela on verse de l'acide muriatique sur du marbre blanc pulverisé. l'Effervescence est très vive, le carbonate de Chaux disparoît et la liqueur contenant le muriate de Chaux formé s'Eclaircit. on filtre et on évapore.

On obtient encore le muriate de Chaux en très grande qté du residu de la Distillation de l'ammoniaque. ce residu est du muriate de Chaux avec excès de Chaux. on lessive à chaud, on filtre on évapore et on fait Cristalliser.

Ce Sel est très deliquescent, a une Saveur âcre et amère et éprouve la fusion aqueuse.

Il est si Soluble dans l'Eau qu'en mêlant la dissolution concentrée avec une également concentrée de Potasse le tout devient Solide. cet effet est dû à ce que la potasse décompose le muriate de Chaux, et produit ainsi du muriate de Potasse et de la Chaux qui absorbent et Solidifient toute l'eau contenue dans le mélange

Le muriate de Chaux sert surtout à produire des froids artificiels. pour cela on le mêle avec de la Glace ou de la neige. il reussit mieux qu'aucun autre sel, à cause de sa grande Solubilité dans l'Eau qui fait passer instantanément

la glace ou la neige à l'Etat liquide, ce qui comme on le sait ne peut se faire sans une grande absorbtion de calorique.

C'est en hiver que l'on doit surtout faire toutes les opérations dans lesquelles on a besoin d'un grand froid il n'en est que moins difficile à produire.

Pour atteindre à un grand degré de froid, il faut d'abord prendre de la neige de préférence à de la Glace, et de la neige recente à de la neige anciennement tombée. ensuite il faut que le muriate de Chaux soit Solide, Cristallisé et non desseché ni fondu, car alors privé de son eau de Cristallisation son pur Effet est de S'emparer de l'Eau à mesure qu'elle se liquéfie et de la Solidifier de nouveau ce qui refait passer du calorique combiné à l'Etat de calorique libre et détruit par là le froid produit d'abord.

Ces premieres conditions remplies on expose ces corps pendant la nuit à la température de l'air; le lendemain on les mêle dans les proportions d'une partie de muriate de Chaux sur huit de neige, et on obtient ordinairement un froid de 36°. ce froid est plus que suffisant pour geler le mercure. si on y plonge le doigt on éprouve une sensation qu'il est Impossible de définir. il semble qu'on l'ait pris entre les machoires d'un Etau. l'Effet d'un pareil froid sur la peau est de la décomposer et d'y produire une cloche pleine de sérosité, comme l'application d'une forte Chaleur. Il faut, lorsqu'on a eu une partie du corps gelée, ne pas commencer par la plonger dans de l'Eau

même à zéro. car la différence de température pourroit détruire l'organisation: il faut d'abord plonger cette partie dans de la Neige, puis dans de l'Eau très froide, enfin on l'Echauffe par degrés.

Muriate d'Ammon:

Muriate D'ammoniaque

Sel qui fut d'abord fabriqué en Ammonie d'où lui est venu le nom de Sel ammoniac et d'où on a tiré depuis le nom de l'alkali qui lui sert de Base.

Au Grand Caire il existe encore des fabriques de Sel Ammoniac. les pauvres de ce pays ramassent la fiente des Chameaux, la font sécher et s'en servent comme de Combustible. cette fiente contient du muriate d'ammoniaque qui se sublime dans les Cheminées avec la Suie. Ils vendent cette Suie aux fabricants de Sel ammoniac: ceux ci en remplissent de très grands matras en verre noir; ils Chauffent ces matras graduellement pendant 3 Jours, les cassent alors, et trouvent à leur partie Supérieure un pain de Sel ammoniac qui s'y est moulé.

Pendant très longtems l'Europe fut tributaire de l'Egypte par rapport à ce Sel; il n'y a guère qu'une vingtaine d'années qu'on en prépare en France. Baumé est le 1er qui en ait conçu l'Idée et qui l'ait exécuté. il formait son Sel en faisant rencontrer dans une Chambre des vapeurs d'acide muriatique avec du gaz ammoniaque; mais ce Sel ainsi préparé étoit trop couteux pour Soutenir la concurrence avec celui d'Egypte.

Aujourd'hui il existe près de Paris, deux fabriques de Sel ammoniac en pleine activité et qui peuvent le verser dans le commerce au même prix que celui qui nous venait d'Egypte.

Voici le procédé que l'on y suit. On transporte dans ces ateliers toutes les matières animales provenant des -

Muriates

Immondices de Paris, ~~telles sont les cornes~~ tels sont les os les cornes &c &c. mais on préfère les os, parce qu'ils fournissent moins d'Eau à la distillation. on introduit ces matières dans de grands cylindres de fer qu'on ferme par un bout et dont un fourneau peut contenir trois à quatre de ces cylindres portant des ~~tuyaux~~ qui mènent les vapeurs dans des tonneaux servants de récipients et dans lesquels on a mis de l'Eau.

après la distillation la liqueur entr'autres principes contient beaucoup de carbonate d'ammoniaque; elle est très brune. on la mêle avec une solution ~~miscible~~ de sulfate de chaux. il se forme du carbonate de chaux insoluble et du sulfate d'ammoniaque qui reste dans la liqueur; on la filtre on y verse une solution de Muriate de soude; il se fait du muriate d'ammoniaque et du sulfate de soude. on évapore la liqueur, les deux sels cristallisent à des époques différentes. Le sel ammoniac ainsi obtenu est très roux; on le purifie par une ou deux cristallisations ensuite on le sublime pour l'avoir en pains comme celui d'Egypte.

On peut encore mais seulement pour expérience faire du muriate d'ammoniaque en mettant en contact sous une cloche du gaz acide muriatique et du gaz ammoniaque; s'ils sont dans les proportions convenables, ils disparaîtront entièrement et les parois se trouveront tapissées de sel ammoniac concret.

ce sel est un des plus solubles que l'on connoisse à chaud. sa solution chaude et concentrée se solidifie par le refroidissement ensuite il est très volatil et inaltérable au feu comme la préparation le fait voir.

215

Les Muriates terreux se font absolument de la même manière que les nitrates; ils sont tous avec excès d'acide et déliquescents.

Muriates Oxigénés et Suroxigénés

69e Leçon.

Muriates Oxigénés

L'acide Muriatique oxigéné peut se combiner directement avec les Bâses Salifiables; toutes ces combinaisons s'operent en faisant passer du gaz acide muriatique oxigéné à travers des Solutions de ces mêmes Bâses.

Il résulte de cette opération des Sels de nature différente suivant que la Solution de la Bâse est plus ou moins ~~concentr~~ concentrée.

Lorsque la Solution est très étendue, on obtient simplement une combinaison de l'acide muriatique oxigéné avec la Bâse employée. mais cette combinaison est si facile à détruire qu'elle jouit de toutes les pptes de l'acide muriatique oxigéné liquide. elle dégage de l'oxigène par son exposition à la lumière; et par l'application du ~~Chaleur~~ Calorique. on ne peut donc obtenir ces sortes de composés cristallisés.

Lorsque la Solution est concentrée on obtient deux Sels, l'un est un muriate Simple et l'autre est un muriate dans lequel l'acide paroit être plus oxigéné que ne l'est l'acide muriatique oxigéné lui même. on nomme ce dernier ~~genre de~~ Sel muriate Suroxigéné.

Puisqu'il faut pour obtenir un muriate Suroxigéné que la Solution soit concentrée, il est évident que la Baryte la Strontiane et la Chaux ne peuvent être transformées en ce genre de Sel. (1) et à plus forte raison les Bâses terreuses.

Parmi les alcalis très Solubles, tels que la Potasse, la Soude

(1) Il paroit pourtant que Mr Chenevix a obtenu les deux premiers; ~~mais comme~~ il dit aussi avoir obtenu ceux de Chaux et d'ammoniaque, ce qui n'est pas probable.

et l'ammoniaque, cette derniere se trouve encore necessairement exclue, puisqu'elle est decomposée par l'acide muriatique oxigéné, il s'en suit donc que parmi toutes les Bases alcalines et terreuses deux seulement ~~elles~~ peuvent former des muriates suroxigénés, elles sont la Potasse et la soude nous ne parlerons ici que du Muriate suroxigéné de Potasse qui est le seul employé.

Muriate suroxigéné de Potasse.

Pour le Preparer, on fait dissoudre une partie de Carbonate de Potasse purifié dans 6 parties d'Eau on introduit cette dissolution dans un flacon tubulé qu'on adapte ensuite à un appareil capable de fournir du gaz acide muriatique oxigéné. on en fait passer à travers la solution alcaline jusqu'à ce quelle n'en puisse plus dissoudre et qu'il ne se precipite plus de Cristaux;

Voici ce qui se passe dans cette operation: d'abord la Potasse devient muriate oxigéné de Potasse; mais comme il peut exister un muriate suroxigéné de Potasse lequel est moins soluble que le muriate oxigéné, il arrive la ce qui arrive toutes les fois qu'on mêle deux sels solubles et que par leur decomposition reciproque il peut en resulter un sel insoluble ou seulement moins soluble; il y a decomposition du muriate oxigéné, ~~tout~~ l'oxigene qui servait à rendre ~~tout~~ ~~l'acid~~ tout l'acide muriatique, acide muriatique oxigéné, se porte sur une partie seulement et la constitue acide suroxigéné lequel étant combiné à la Potasse forme un muriate suroxigéné de Potasse qui se precipite sous la forme de Cristaux; tandis que la Portion d'acide muriatique oxigéné qui

317

est passé à l'Etat d'acide muriatique simple forme avec l'autre portion de potasse du muriate de potasse lequel reste dans la liqueur.

comme la Potasse quoi(que) employée contient toujours de la silice il arrive que cette terre se précipite avec le muriate suroxigéné, à mesure que l'alcali se sature. pour l'en debarrasser on le fait dissoudre dans l'Eau b(ouillan)te, on filtre et on laisse refroidir. la silice reste sur le filtre, le muriate suroxigéné passe dans la liqueur et cristallise presqu'en totalité par le refroidissement. Par ce moyen on le prive aussi du muriate simple qu'il pourroit contenir.

Ce qui prouve que ce sel ainsi obtenu est un muriate suroxigéné c'est qu'en le traitant dans une cornue par de l'acide sulfurique foible et ~~recevant le gaz dans~~ faisant passer le gaz à travers 2 flacons contenant de l'Eau, on obtient de l'acide muriatique oxigéné en dissolution dans l'Eau, et de l'oxigène gazeux que l'on fait passer sous une cloche.

Il reste dans la cornue du sulfate de potasse.

le Muriate suroxigéné de potasse contient sur 100 parties en poids 38 parties d'oxigène que l'on peut en retirer en le chauffant dans une petite cornue de verre jusqu'à le fondre. il ne faut pas opérer sur beaucoup de sel à la fois et il faut élever le feu peu à peu crainte d'accident. ~~cette oxi moyen d avoir~~ c'est par ce moyen qu'on obtient l'oxigène le plus pur. ce qui reste est du muriate de potasse; de sorte qu'on peut regarder le muriate suroxigéné comme la combinaison de 62 parties de muriate simple, avec 38 P d'oxigène. de la viennent les Effets que presentent le muriate suroxigéné de potasse avec les corps combustibles.

Pour ces Expériences on prend trois parties de sel sur une

Muriates Sur-Oxigénés.

du corps combustible, on les pulvérise séparément, puis on les mêle avec la barbe d'une plume sur un papier.

On prend alors une très petite pincée d'un mélange pareil, on l'enveloppe dans un morceau de papier, on le place sur une enclume et on donne un fort coup de marteau.

Si on s'est servi de charbon, il y aura détonation et produit d'acide carbonique.

Si on s'est servi de soufre la détonation sera beaucoup plus forte, cela vient de ce que le soufre quoique moins combustible que le charbon brûle à une plus basse température; il se dégage de l'acide sulfureux.

La détonation n'est pas aussi forte avec le phosphore quoiqu'il soit plus combustible que le soufre, mais l'acide phosphoreux ne jouit pas de la propriété expansive de l'acide sulfureux.

Quant aux corps combustibles métalliques, ils produisent ou ne produisent pas de détonation suivant que le produit de leur combustion est ou n'est pas volatil.

Ainsi le fer et le zinc ne détonnent pas avec le muriate suroxigéné de potasse, l'arsenic détonne un peu mais il faut qu'il soit extrêmement divisé. le sulfure d'antimoine produit une détonation presqu'aussi forte que le soufre seul.

Enfin les matières animales et végétales séchées et pulvérisées présentent le même effet, il se forme de l'eau et de l'acide carbonique. on peut prendre pour exemple l'amidon le benjoin.

Tous ces mélanges mis en contact avec de l'acide sulfurique concentré s'enflamment instantanément. en effet c'est

comme si on mettoit un corps combustible en contact avec l'oxigène à une haute température, puisque l'acide sulfurique en se combinant à la Potasse du muriate suroxigéné, en dégage beaucoup de Calorique et en met à nud l'oxigène.

le Muriate sur oxigéné de Potasse projetté sur des Charbons ardents en active la Combustion beaucoup plus que les nitrates. on a essayé de le substituer au nitrate de Potasse dans la préparation de la Poudre à canon, et en effet tout portoit à croire qu'il en augmenteroit de beaucoup la force; mais c'est par cela même qu'on a renoncé à son Emploi; les premiers qui ont voulu voir l'expérience, en ont été les victimes.

Idées sur l'acide Muriatique.

Idées sur l'Acide Muriatique et sur le gaz Muriatiq: oxigéné

On a cru jusqu'à présent que l'acide muriatique avoit une très foible attraction pour l'oxigène, et c'est peut être un des Corps auxquels on l'enlève le plus difficilement. en Effet tout porte à croire que le Gaz acide muriatique oxigéné est un composé d'acide muriatique et d'oxigène, et si on fait passer ce gaz à travers un tube Incandescent, si on le met en contact avec le souffre, le Phosphore (1), l'acide sulfureux, les sulfites &. il n'éprouvera aucune altération. le Charbon lui même lorsque par une violente calcination on est parvenu à le priver ~~de tout~~ ~~sons~~ presqu'entièrement d'hydrogène, ~~ne lui~~ ~~faite passer que très peu~~ n'en dégage que très peu d'acide muriatique; s'il étoit pur il n'en dégageroit pas du tout; enfin de tous les corps combustibles connus, il n'y a que l'hydrogène qui puisse décomposer l'acide muriatique oxigéné.

(1) comme nous l'avons vu à l'article de l'acide muriatique oxigéné, le souffre et le phosphore ne peuvent séparer l'acide muriatique de l'oxigène; ces corps se combinent à l'acide muriatq. ox. sans le décomposer.

Idées Sur l'Acide Muriatique et Sur le Gaz Muriatique Oxigéné

Si on fait dans une éprouvette un mélange à partie égale de gaz hydrogène et de Gaz muriatique oxigéné, et qu'on en approche une Bougie, le mélange détonnera.
Si on abandonne dans un flacon un mélange pareil mélange des deux gaz, peu à peu la couleur du mélange diminuera d'intensité, au bout de quelques jours, elle aura complettement disparu, sans que le volume des gaz aith changé. Si alors on examine le gaz on voith que c'eth du gaz acide muriatique simple.
Nous supposons que cette expérience soit faite dans un laboratoire moyennement éclairé et non au Soleil. car si on y portoit le mélange des deux gaz, lors même qu'il ne seroith pas dans sa plus grande force, dès que les rayons frapperoient le flacon, il se produiroit une si forte détonation que le flacon en seroith brisé en mille morceaux. on trouve l'Explication de ce phénomène dans la coloration du gaz muriatique oxigéné. cette coloration le rend propre à absorber une partie des rayons lumineux et calorifiques qui s'échappent du Soleil, cette absorbtion en élève suffisamment la température pour déterminer la combinaison.
Enfin si on fait le mélange des deux gaz dans un endroith entièrement obscur, le mélange il y restera 8, 10 Jours et probablement davantage sans qu'il y aith aucune combinaison

Le Gaz hydrogène oxicarburé se conduith avec le gaz muriatique oxigéné comme le gaz hydrogène. mais unith qu'en raison de celui qu'il contient. le gaz oxide de Carbone n'altère nullement le gaz muriatique oxigéné, ce qui prouve qu'il n'en contient pas d'hydrogène.

Le gaz Muriatique oxigené peut donc servir de touche pour reconnoître la présence de l'hydrogène dans les corps; il prouve que le Charbon quelque bien calciné qu'il soit en retient toujours. il montre que le Carbure de fer naturel ou plombagine en contient aussi; enfin on pourroit le faire servir à en constater la presence ou l'absence dans le Diamant.

C'est cette propté que possède l'acide muriatique oxigéné d'enlever l'hydrogène à tous les corps qui le contiennent qui fait que cet acide décompose toutes les matières organiques lorsqu'elles sont suffisamment divisées; c'est ainsi qu'il détruit les miasmes putrides et qu'il décompose l'ammoniaque.

Mais quelle est la qté d'hydrogène necessaire à la décomposition du gaz muriatique oxigéné? ici se présente un exemple de cette loi que les gaz suivent de ne s'unir jamais que dans des rapports en volume extremement simples; l'expérience apprend qu'un volume donné de gaz hydrogène est la qté strictement nécessaire pour saturer l'oxigène contenu dans un pareil volume de gaz muriatique oxigéné. (1)

Mais comme il résulte des expériences de Mr Chenevix 100 parties en poids de gaz muriatique oxigéné contiennent 22,5 d'oxigène lesquelles vu la pésanteur spécifique du gaz oxigène qui est plus de deux fois moindre que celle du 1er, representent juste en gaz oxigène la moitié du volume du gaz acide muriatique oxigéné. (2).

Le Gaz muriatique oxigéné contient moitié son volume

---

(1) (2) voyez les notes à la fin de cette leçon

Idées Sur les Gazs Muriatique et Muriatique Oxigéné

de gaz oxigène, il est facile de se rendre compte pourquoi il exige pour sa décomposition un volume d'hydrogène égal au sien: et en effet nous savons que c'est dans le rapport de 1 à 2 en volume que les gaz oxigène et hydrogène s'unissent pour former de l'Eau.

Lors donc que nous ferons un mélange à parties égales en volume de gaz hydrogène et de gaz muriatique oxigéné, ces deux gaz disparoîtront entièrement et comme nous l'avons déjà vu, ils seront remplacés par un pareil volume de Gaz acide muriatique tel que nous le retirons des muriates mais ce gaz acide muriatique ainsi formé par la combinaison de l'hydrogène avec le gaz muriatique oxigéné contient évidemment de l'Eau ou au moins ses principes puisqu'il ne s'en dépose pas dans l'Expérience; il faut donc en conclure que ~~les gaz~~ acide muriatique obtenu par la décomposition des muriates en contient aussi.

Il est facile d'évaluer la q^té d'Eau que contient le gaz acide muriatique. en Effet 100 Parties en volume ~~[illegible]~~ de gaz muriatique oxigéné contiennent 50 Parties en volume d'oxigène et en exigent 100 d'hydrogène pour en former 200 de gaz acide muriatique.

Si nous supposons que les 100 Parties en volume d'acide muriatique oxigéné en représentent 100 en poids, les 50 parties d'oxigène en représenteront 22,34 et les 100 d'hydrogène 2,96, et le tout fera 102, Parties 96 en Poids d'acide muriatique oxigéné les quelles comme on le voit contie-

droient 25,50 ou presque le quart de leur poids d'Eau. (3)

On peut encore obtenir un même resultat en ~~[illegible]~~ saturant une qté donnée d'oxide d'argent par du gaz acide muriatique que l'on fait dissoudre dans l'Eau. on évalue la qté de gaz employée et on pèse le muriate formé. on trouve toujours une perte presqu'égale au quart de l'acide employée, due à ce que le muriate d'argent n'ayant aucune attraction pour l'Eau abandonne celle de l'acide.

On obtient des Resultats analogues avec plusieurs oxides surtout ~~avec~~ celui de Plomb, et avec les bâses salifiables alcalines ou terreuses.

Il faut donc conclure de toutes ces experiences que le gaz acide muriatique contient le quart de son poids d'Eau ou des principes de l'Eau dans les proportions propres à la former : et comme cet acide en se combinant aux Bâses salifiables abandonne cette Eau, il est extremement probable qu'il est à l'état sec dans toutes ces combinaisons et par consequent dans un tout autre état qu'il n'est à l'Etat gazeux.

Ce qui vient à l'appui de ce que nous avançons et ce qui rend extrêmement probable que la presence de l'Eau est Indispensable à l'Existence du gaz acide muriatique, c'est que sans elle on ne peut arracher l'acide muriatique à aucune de ses combinaisons

Si Les acides Sulfurique et ~~[illegible]~~ nitrique décomposent les muriates, ~~[illegible]~~ c'est qu'ils contiennent de l'Eau ; tandis que dans un tube de Porcelaine, à la plus haute température les acides Boracique et Phosphorique vitreux ne peuvent les décomposer mais fait-on passer de l'Eau en vapeur à travers le tube, aussitôt la décomposition a lieu et il se dégage une grande qté d'acide muriatique.

L'argent est un métal qui a peu d'attraction pour l'oxigène

Idées sur les Gazs
Muriatique et
Muriatique Oxigéné

Son oxide est facilement réductible par le feu et à plus forte raison par le Charbon ; et lorsque cet oxide se trouve combiné à l'acide muriatique, il devient Irréductible à la plus violente Chaleur.

Pour faire cette expérience on Introduit dans un tube de Porcelaine luté du muriate d'argent* fondu et du Charbon fortement calciné. on place ce tube horisontalement à travers un fourneau, on adapte à une de ses extrémités une cornue contenant de l'Eau, et à l'autre un tube qui vat se rendre dans une cuve à mercure.

qui a été

on Chauffe le tube jusqu'à le ramollir. il ne se dégage pas un atôme d'acide muriatique; alors on fait entrer l'Eau de la Cornue en Ebullition, la vapeur traverse le tube, et aussitot il se dégage des Torrents d'acide muriatique

On peut encore faire cette expérience avec du muriate de Soude* et du Sable pulverisé. à la Chaleur la plus Intense le sel n'est pas décomposé; y fait-on passer de l'Eau, la Soude se combine à la silice, et l'acide se gazéifie en se combinant avec l'Eau.

fondu

Notes.

(1). outre qu'on peut s'assurer de la proportion en volume de gaz hydrogène nécessaire à la décomposition du gaz muriatique oxigéné, par le tatônements, et par l'essai du produit gazeux qui doit être entièrement absorbé par l'Eau, on peut encore s'en convaincre par la même expérience qui a servi à Mr Berthollet pour déterminer les proportions des principes de l'ammoniaque.

Pour cela on remplit un flacon d'une capacité connue de gaz muriatique oxigéné ; on en plonge le goulot dans de l'ammoniaque liquide.

comme nous le savons ces deux corps se décomposent mutuellement, l'oxigène du gaz muriatique oxigéné s'unit à l'hydrogène de l'ammoniaque et forme de l'Eau qui s'unit à l'acide muriatique mis à nud. l'azote se dégage.

si donc après quelques instants, on examine le gaz, on le trouvera être de l'azote pur et il y en aura le tiers en volume du gaz muriatique oxigéné qui a disparu. mais l'ammoniaque est formée en volume de 1 partie de Gaz azote et de 3 de gaz hydrogène. ces trois parties de gaz hydrogène se trouvent donc égaler le volume du gaz muriatique oxigéné employé.

(2) On peut aussi conclure directement de cette Expérience que le gaz muriatique oxigéné contient moitié de son volume ou les 0,22,34 de son poids de gaz oxigène, ce qui prouve l'exactitude de l'analyse de Mr Chenevix qui en a trouvé 0,22.5 /.

(3) Ces calculs sont fondés sur les pésanteurs spécifiques de ces gazs évalués ainsi qu'il suit.

air atthmosphérique	10.000
gaz muriatique oxigéné	24.700
gaz Oxigène	11.034
gaz hydrogène	00,732

50e Leçon.

Phosphates

Des Phosphates.

Résultante de la combinaison de l'acide phosphorique avec les Bases Salifiables.

Il n'y en a que 3 de parfaitement Solubles; ce sont ceux de Potasse de Soude et d'ammoniaque, le Phosphate de Magnésie l'est un peu, tous les autres sont Insolubles lorsqu'ils sont neutres.

Aucun Phosphate n'est décomposé par le feu, si non celui d'ammoniaque dont la Base est volatile. les dernières espèces, même le Phosphate de Silice, ne sont pas décomposés par cet agent, puisqu'au contraire c'est à lui qu'on a recours pour les former.

Les Phosphates Chauffés avec du Charbon ne sont que très difficilement décomposés.

Tous les Phosphates peuvent donner du Phosphore, mais pour cela il faut commencer par séparer l'acide Phosphorique de la Base, et décomposer ensuite l'acide par le Charbon.

Le Phosphate de Chaux étant le plus commun de tous les Phosphates, c'est lui qu'on emploie de préférence pour cette opération.

On prend des Os, lesquels sont composés de Gélatine, de Phosphate de Chaux et d'un peu de Carbonate de Chaux; on les calcine au blanc afin d'être sûr de l'entière décomposition de la matière animale. on les pulvérise on en délaye 5 Parties dans S.q. d'Eau, et on y ajoute 4 Parties d'acide Sulfurique concentré.

Le Carbonate de Chaux est le 1er décomposé et ~~forme~~ c'est l'Effervescence que l'on remarque au commencement

327

bientôt le Phosphate de Chaux cesse aussi noir en partie seulement; il se forme du sulfat de Chaux et de l'acide Phosphorique qui se combinant à une partie du Phosphate non encore décomposé, le preserve de la décomposition.

le mélange acquiert une très grande consistance à cause de la solidification de l'Eau par le Sulfat de Chaux; mais on l'arrose de tems en tems de manière à pouvoir le remuer et cela pendant 3 ou 4 jours: alors on y ajoute une plus grande q.té d'Eau et on filtre; le Sulfat de Chaux reste presqu'entièrement sur le filtre; le Phosphate acide de Chaux passe dissous dans la liqueur avec un peu de Sulfate de Chaux comme il importe d'en séparer celui ci; on fait évaporer la liqueur à siccité, on redissout le résidu à froid, et on filtre: alors on fait de nouveau évaporer la liqueur en consistance de gelée, on y incorpore le quart en poids de Charbon; on fait bien dessécher le mélange, on le chauffe même très fortement, on l'introduit enfin dans une cornue de terre convenablement lutée. et On place cette cornue dans un fourneau de reverbère, on y adapte une alonge en cuivre faisant corps avec un recipient de même métal et presque rempli d'Eau; on chauffe graduellement la cornue jusqu'à la faire rougir. Pour un mélange capable de fournir 30 onces de Phosphore, il faut l'entretenir au moins 36 heures en cet état.

Le Phosphore qui passe le 1er contient quelquefois du Soufre, celui qui passe après est presque pur, enfin les dernieres portions contiennent du Charbon. Souvent aussi le Phosphore contient un peu de son oxide formé par l'air renfermé dans le col du récipient. Pour le purifier on l'enferme dans un nouet fait avec de

Phosphates

la Peau de Chamois, on la plonge dans l'Eau Ble et on la presse. l'oxide de Phosphore et le Charbon restent dans le nouet, le Phosphore passe uni seulement au souffre

on le moule alors tandis qu'il est encore fondu sous l'Eau en l'aspirant jusqu'à une certaine hauteur dans de longs tubes de verre, le laissant refroidir et le chassant du tube ~~[illegible]~~ dans un vase plein d'Eau froide.

Dans la Calcination du Phosphate acide de Chaux avec le Charbon, il s'en faut qu'on décompose tout l'acide libre. parceque à mesure que sa qté diminue le Phosphate de Chaux le retient davantage et ~~[illegible]~~ le défend de l'action du Charbon. c'est ce qui rend l'extraction du Phosphore si longue surtout vers la fin, et c'est ce qui fait qu'on doit tâcher de laisser le moins possible de Phosphate de Chaux dans le Phosphate acide.

En mettant une plus grande qté d'acide sulfurique, on pourroit décomposer plus complettement (cependant jamais entièrement) le Phosphate de Chaux mais alors le Phosphate acide de Chaux contiendroit beaucoup d'acide sulfurique et partant de Sulfate de Chaux qui s'y dissolvent à la faveur de son acide, et ~~[illegible]~~ il en resulteroit un Inconvenient encore plus grand que ne l'est l'excès de Phosphate de Chaux.

Car l'acide sulfurique étant bien plus facile à décomposer par le Charbon que l'acide Phosphorique, il en resulteroit au commencement de l'opération du Sulfure de Chaux qui à son tour décomposé par l'acide Phosphorique libre regenereroit du Phosphate de Chaux Indécomposable,

et on obtiendroit du Soufre au lieu de Phosphore.

On voit à présent pourquoi nous avons recommandé de priver le plus possible le Phosphate acide de Chaux de Sulfate de Chaux.

Nous avons recommandé aussi de bien dessécher le mélange avant de l'introduire dans la Cornue, car sans cela il en resteroit encore beaucoup à l'instant où le Phosphore commenceroit à passer, c'est à dire à la température rouge cerise; à cette température l'Eau se décomposeroit par le Charbon, son hydrogène s'uniroit au Phosphore et formeroit du gaz hydrogène Phosphoré qui viendroit brûler à la surface de l'Eau du récipient, et causeroit une perte considérable.

Tel est le Procédé et telles sont les précautions à prendre pour retirer le Phosphore du Phosphate acide de Chaux; on suit absolument la même marche pour le retirer des Phosphates de Baryte et de Strontiane; mais il est facile de voir qu'on ne pourroit pas s'en servir pour l'extraire des 4 Phosphates solubles, car en traitant ces sels par l'acide sulfurique, on formeroit des sulfates solubles qui resteroient dans la liqueur avec le Phosphate acide et alors comme nous venons de l'expliquer plus de Phosphore.

Il faut donc lorsqu'on a un de ces Phosphates à reconnoître le changer en Phosphate de Chaux au moyen d'une solution de Muriate de Chaux et alors opérer sur le précipité.

Phosphate de Baryte

Phosphate de Baryte

Ce Sel s'obtient en mêlant une solution de Nitrate de Baryte, avec de l'acide Phosphorique liquide, on chauffe

Phosphates

pour en dégager l'acide nitrique ; on sature l'excès d'acide Phosphorique, par l'ammoniaque, on filtre, on lave et on a sur le filtre le Phosphate de Baryte qui est Insoluble et fusible au feu en un Email gris. il est à peine soluble dans un excès de son acide.

Phosphate de Strontiane

Phosphate de Strontiane

S'obtient de la même manière. est également Insoluble dans l'Eau, mais soluble dans un excès d'acide Phosphorique peut alors cristalliser en aiguilles, est fusible en un Email Blanc.

Phosphate de Chaux.

Phosphate de Chaux.

Ce Sel existe en grande qté dans la nature ; outre qu'il forme comme nous l'avons dit la Base des os des animaux, on le trouve formant des collines presque toutes entières dans l'Estramadure en Espagne : on le trouve aussi assez souvent Cristallisé et portant alors le nom d'apatite.

Pour l'avoir pur, il faut décomposer le Phosphate acide de Chaux par une Solution de Potasse, le Phosphate de Chaux se ppite. on peut encore l'obtenir en dissolvant des os calcinés pulverisés et lavés dans l'acide muriatique on étend un peu la liqueur, on y verse de l'ammoniaque le Phosphate de Chaux qui avait été dissous par l'acide sans éprouver aucune altération, s'en ppite à mesure qu'on le sature. on le lave et on le fait secher.

ce Sel est Insoluble dans l'Eau. fusible au feu en un Email blanc ; il est soluble sans décomposition dans les acides qui ne forment pas de Sels ~~Blab~~ Insolubles avec la Chaux

ainsi les acides nitrique, muriatique et acétique le dissolvent. il en est ppté par l'ammoniaque.

Phosphate acide de Chaux.

Phosphate acide de Chaux

le Phosphate de Chaux est soluble dans l'acide Phosphorique et il forme alors un Phosphate acide dont voici les pptés. ce sel est très soluble, plus à chaud qu'à froid et Cristallisable quoique difficilement par le Refroidissement. par l'évaporation entière de sa dissolution, il se prend en gelée se boursoufle et finit par se dessecher. comme on le voit il a éprouvé une véritable fusion aqueuse. si on le chauffe plus fortement, il éprouvera la fusion Ignée et formera en se refroidissant un verre transparent, sans saveur, Insoluble et Inalterable à l'air. du reste nous savons comme on le prépare ordinairement, et l'action qu'il éprouve de la Part du Charbon.

Phosphate de Potasse.

Phosphates de Potasse

Ce sel paroit pouvoir exister sous deux états. quand c'est l'acide qui y domine, il est extremement soluble, deliquescent et on ne peut l'obtenir que sous la forme d'une gelée. il se fond, se boursoufle au feu, et se desseche, à une plus haute température, il forme un verre transparent déliquescent à l'air. il est Insoluble dans l'alcool.

On forme ce sel en versant une solution de Carbonate de Potasse dans de l'acide Phosphorique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'Effervescence.

on forme l'autre en faisant fondre le sel précédent dans un Creuset avec de la Potasse, ou seulement en les faisant bouillir dans de l'Eau. le Phosphate neutre se ppte sous forme d'une poudre blanche.

Phosphates

Le Phosphate neutre de Potasse est Insoluble dans l'Eau froide, Soluble dans l'Eau Chaude et Se precipitant en poudre graveleuse par le refroidissement. il est Soluble dans les acides nitrique muriatique et Phosphorique, et n'en est pas ppté par l'ammoniaque lorsque la dissolution est étendue.

Phosphate de Soude

Phosphate de Soude

ce Sel S'obtient en décomposant le Phosphate acide de Chaux par le Carbonate de Soude, le Phosphate de Chaux se ppte et le Phosphate de ~~Chaux~~ ~~de~~ Soude reste dans la liqueur on filtre on fait évaporer et cristalliser.

cette opération présente un fait Singulier. si on ne met que la qté de Soude nécessaire pour neutraliser l'acide, lorsqu'on mettra la liqueur à Cristalliser, le Sel se Séparera en deux. une partie, celle qui cristallisera, ~~lui~~ ~~aussi~~ enlevera une portion de Soude à l'autre, de Sorte que le Sel cristallisé sera avec excès d'alcali, et le Sel de l'Eau mère avec excès d'Acide.

On peut donc reconnaître trois phosphates de Soude. le 1er neutre se décomposant par la Cristallisation, le 2d acidule, Incristallisable. le 3e alcalinule, très Cristal. ce dernier est le Seul employé et le mieux connu.

Pour le préparer il faut donc ajouter un excès de Soude au Phosphate acide de Chaux, et en remettre encore au bout de 2 ou 3 Cristallisations, afin de faire cristalliser tout le Sel contenu dans l'Eau mère.

on Purifie ensuite le tout par de nouvelles Cristallisations

Ce Sel Cristallise en très beaux× Rhomboïdaux d'une transparence parfaite et contenant les 0,66 de leur poids d'Eau.

× prismes

il perd facilement cette Eau par le contact de l'air où il finit par tomber en poussière. il est fusible au feu en un Email blanc.
On l'Emploie en Médecine comme Purgatif.

Phosphate d'Ammoniaque

Phosphate d'Ammoniaque

S'obtient aussi en décomposant le Phosphate acide de Chaux par l'ammoniaque. il est très soluble, facilement cristallisable décomposable par le feu, laissant alors l'acide Phosphorique pur ~~.~~ on pourroit même faire servir cette propriété à obtenir du Phosphore à meilleur compte que par le procédé que nous avons indiqué. Pour cela, on satureroit le Phosphate acide de Chaux par le carbonate d'ammoniaque resultant de la décomposition des matières animales, on ~~[illegible]~~ en obtiendroit à bon marché du Phosphate d'ammoniaque que l'on décomposeroit par le feu, puis on décomposeroit l'acide Phosphorique par le Charbon.
Le Phosphate d'ammoniaque existe abondamment dans l'Urine Kunckel qui fit un des premiers du Phosphore, ~~[illegible]~~ négligeoit les autres Phosphates qui s'y trouvent aussi, en extrayoit le Phosphate d'ammoniaque dont il retiroit le Phosphore.

Phosphate de Magnésie

Phosphate de Magnésie

Ce Sel s'obtient en mêlant deux solutions dans l'Eau de Phosphate de Soude et de Sulfat de Magnésie. il y a double décomposition parcequ'il peut en resulter un sel moins soluble que les deux ~~sels~~ employés, et en effet au bout de quelques heures on voit se former dans la liqueur des cristaux de Phosphate de magnésie; on les fait dissoudre et cristalliser de nouveau pour le priver entièrement de Sulfate de

Phosphates — Soude.
Ce sel est soluble dans 15 parties d'Eau froide, dans moins d'Eau B^te et Cristallisable par le refroidissement.
exposé à l'air il y tombe peu à peu en poussière ; à l'action ~~de feu~~, et ménagée du feu, il éprouve le même effet une plus haute température le fond en un verre transparent

Phosphites
Des Phosphites
Tous les Phosphites se fond directement. chauffés à l'air, ils dégagent une flamme Phosphorique, dans des vaisseaux fermés on obtient un peu de Phosphore et ils se changent en Phosphates
Exposés à l'air ils n'en absorbent pas l'oxigène et restent phosphites. ils ont une odeur aliacée, ils sont Indécomposables par les corps combustibles, et décomposables par les acides Sulfurique, Muriatique, et Phosphorique.
les acides Nitrique et muriatique oxigéné les changent en Phosphates : au reste, aucun de ces sels n'est Employé.

51e Leçon
Fluates
Des Fluates
Ce Genre de sels est facile à distinguer de tous les autres; ~~et~~ en effet l'effervescence* et les vapeurs Blanches ~~qu'elles~~ ~~dégagent les~~ que les fluates dégagent lorsqu'on les traite, surtout à chaud, par l'acide Sulfurique concentré, ne permettent de les confondre qu'avec les Muriates, et ces sels diffèrent d'ailleurs ~~tout entiers~~

* qui se produit *

Parmi les fluates il n'y a que ceux de potasse de Soude et d'ammoniaque qui ~~soient~~ Solubles. tous les muriates le sont.
L'acide qui se dégage des fluates corrode le verre. l'acide muriatique ne produit pas cet Effet.
L'acide étant susceptible de s'oxigéner, lorsqu'on traite par

l'acide sulfurique un mélange ~~d'un muriate~~ d'un muriate
avec de l'oxide de Manganèse, on en obtient un gaz
verdâtre qui est du gaz Muriatique oxigéné.
Les fluates placés dans les mêmes circonstances, ne peuvent
comme on le voit bien, produire le même effet.
L'ordre des fluates par rapport à l'attraction de leurs
Bases pour l'acide, est différent de celui des sulfates
nitrates et muriates; il se rapproche de celui des sulfites
et des Phosphites.

Fluate de Baryte

Fluate de Baryte
se fait en versant l'acide fluorique liquide par une
Solution de Baryte ou en décomposant le fluate de Potasse
par la Baryte ou par le muriate de Baryte;
celui-ci est insoluble dans l'eau, et est soluble dans les
acides nitrique et muriatique purs.
Le Fluate de Strontiane se prépare de la même manière
et jouit des mêmes propriétés.

Fluate de Chaux

Fluate de Chaux
Le fluate de chaux peut se préparer par la même methode
mais la nature l'offre en très grande qté en angleterre, en
france et dans le Duché de Bade. il sert souvent de gangue
au sulfure de Plomb. on le trouve tantôt incolore et cristallisé
en cubes, il est alors très pur, et tantôt coloré en vert ou
en jaune par les oxides de fer ou de Manganèse.
Le fluate de chaux est insoluble et par conséquent
décrépite au feu; cette décrépitation est accompagnée d'une
lueur violette, qu'on a cru dans ces derniers tems devoir
être attribuée à l'électricité; ~~parce~~ qu'on ~~[illegible]~~ est parvenu
artificiellement à donner cette propriété pendant 5 ou 6 minutes
à un grand nombre de corps (comme les diamants et les

Fluates

Sels) en les soumettant à l'action du fluide électrique.
Le fluate de Chaux chauffé fortement se fond en un verre transparent, c'est ce qui l'avoit fait nommer autrefois Spath fluor.

Ce Sel commence à devenir utile dans la Gravure sur verre. Pour cela ~~Lagran~~ on recouvre la glace que l'on veut graver d'une mattie de ~~B~~ Ciment de résine, on Marque sur le mattic avec un poinçon le dessin que l'on veut avoir sur le verre, de sorte que partout où il passe le verre est mis à nud. on expose ensuite la glace à la vapeur de l'acide Fluorique que l'on dégage dans une boëte de Plomb d'un mélange de Fluate de Chaux et d'acide Sulfurique, ou mieux on verse dessus de l'acide fluorique liquide convenablement étendu. au bout ~~d'un temps~~ de quelques Instants, on fond l'enduit de Cire et on a sur le verre l'Esquisse du dessin que l'on achève à la roue.

On prépare tous les autres fluates avec l'acide Fluorique liquide. celui de ~~Potasse~~ Potasse est déliquescent, très fusible, et agit sur les creusets.

le Fluate de Soude est peu soluble, inaltérable à l'air et fusible comme le précédent.

Le fluate d'ammoniaque donne au feu de l'ammoniaque et se Sublime en fluate acide.

Le fluate de Magnésie est Insoluble et difficilement décomposable.

Il existe un fluate ammoniaco magnésien.

Enfin l'acide Fluorique est le seul qui se combine

97 réellement à la Silice ; son attraction pour elle est même très grande et ~~..~~ nous avons vu que le composé qui en ~~resultait était gazeux~~ resulte est gazeux.

le Gaz fluorique Silicé mis en contact avec l'Eau, laisse déposer de la Silice sous forme de gelée et retenant encore un peu d'acide : de même que la liqueur surnageante contient encore du fluate de Silice qui peut cristalliser par une évaporation lente.

Le fluate de Silice est en partie décomposable par la Potasse la Soude et l'ammoniaque, et forme avec ces Bases des Sels triples.

Lorsqu'on veut décomposer le gaz fluorique silicé par l'Eau sans danger, ~~il faut faire~~ il ne faut pas faire plonger l'extrémité du tube qui ~~l'amene~~ l'amène immédiatement dans ce liquide, mais il faut la faire plonger dans du mercure que l'on met au dessous ; par ce moyen le gaz ne se décompose pas à la sortie du tube et la silice qui ne s'en sépare que dans l'Eau, ne peut pas l'obstruer.

5e Leçon — Borates

Des Borates

Il n'y a que 3 Borates Bien solubles, ce sont ceux de Potasse de Soude et d'ammoniaque.

la manière dont les borates se comportent au feu, dépend de la plus ou moins grande fusibilité de leur base. ainsi les Borates de Potasse et de Soude sont bien fusibles ; celui d'ammoniaque est décomposé, l'acide reste pur : ceux de Baryte de Strontiane, se ramollissent, tous les autres ~~..~~ sont Infusibles lorsqu'ils sont neutres (?) mais un excès d'acide en détermine la fusion. on peut même former par ce moyen du Borate de Silice.

Borates

tous les Borates, excepté celui d'ammoniaque qui se décompose au feu, sont indécomposables par le feu et les corps combustibles. Il n'y a que le Potassium qui puisse les décomposer.

Ils sont tous décomposables par les acides sulfurique, nitrique, muriatique et Phosphorique; et ce sont même les propriétés de l'acide Boracique qu'on en retire qui font le principal caractère des Borates.

L'Acide à employer et la manière d'opérer diffèrent selon que le Borate est soluble ou insoluble et selon que sa Base forme un Sel soluble ou insoluble avec l'acide dont on veut se servir.

Pour extraire l'acide Boracique des Borates de Potasse de Soude et d'ammoniaque, on fait dissoudre les sels dans l'Eau de Bouillante et on y verse peu à peu de l'acide sulfurique concentré; il se forme un sulfate soluble et l'acide par le refroidissement de la liqueur cristallise en paillettes micacées.

Pour extraire l'acide d'un Borate insoluble dont on ignoreroit la Base, comme il seroit possible que cette base formât un Sel insoluble avec l'acide sulfurique, lequel sel resteroit mêlé à l'acide Boracique, on se sert d'acide muriatique qui comme nous le savons ne forme que des sels solubles.

On prend par exemple du Borate de Chaux en poudre; on y verse de l'acide muriatique un peu étendu, et on en met un excès; on chauffe et on fait évaporer à siccité. on traite par l'Eau froide, le Muriate de Chaux se dissout seul l'acide Boracique reste.

L'attraction des Bases pour l'acide Boracique suit le même ordre que celle pour les acides Phosphorique et Phosphoreux

39

Le Borate de Baryte se fait directement, ou en décomposant une Solution de Borate de Soude par le muriate de Baryte : on obtient un ppté de Borate de Baryte : ce ppté se redissout si on ajoute une grande qté d'Eau, ce qui prouve qu'il est un peu Soluble.

Les Borates de Strontiane et de Chaux s'obtiennent de la même manière ; le 1er est plus Soluble et le Second moins Soluble que le Borate de Baryte.

Enfin on prépare de Même tous les Borates Insolubles.

Les Borates de Potasse et d'ammoniaque étant Solubles on ne peut les obtenir par double décomposition. on les fait directement. il faut avoir l'attention d'avoir de l'acide Boracique bien privé d'acide Sulfurique.

Le Borate de Soude Sur la formation duquel on a débité tant de fables existe réellement dans la nature. il nous vient de la Perse et de l'Inde où il existe dans les Eaux de Plusieurs marais qui venant à se dessécher dans certains tems de l'année laissent à sec une ~~matière~~ vase grasse onctueuse dans laquelle le Borax est combiné. cette matière d'un rouge grisâtre est nommée <u>Tinckal</u> est apportée en Europe.

Pour en Extraire le Borax* on y ajoute à ce qu'on assure un peu de Chaux et d'alumine qui s'emparent de la matière grasse et forment avec elle une espèce de Savon Insoluble qui se pptent cette matière grasse étoit combinée à un excès de Soude qui se trouvant libre s'unit au borate de Soude. la liqueur clarifiée contient donc un Borate alcalinule de Soude, on la fait évaporer et cristalliser. on fait redissoudre le Sel et on le fait cristalliser une Seconde fois pour

(margin: * on le fait dissoudre et *)

Borates

l'obtenir plus pur.

Le Borax ~~se~~ cristallise en gros prismes hexaèdres dont deux des côtés sont plus larges et terminés par des pyramides trièdres. il s'effleurit superficiellement à l'air. aussi il se fond dans son eau de cristallisation, se boursoufle considérablement perd les 0,40 de son poids et forme alors une masse blanche poreuse légère nommée Borax calciné. une chaleur plus forte le fond en un verre transparent; c'est lorsqu'il a été ainsi fondu qu'on l'emploie à souder les métaux, parce qu'il ne se boursoufle plus.

Lorsqu'on a par exemple 2 morceaux de cuivre à réunir, on commence par faire un alliage de cuivre et de zinc, qui est plus fusible que le cuivre et que l'on nomme Soudure on ~~[illegible]~~ chauffe les deux pièces x, on les applique l'une à l'autre on entoure les points de contact de soudure en poudre, on saupoudre ensuite de Borax. on donne un assez fort coup de feu, et l'opération est terminée

x bien décapées x

L'utilité du Borax dans cette opération est d'empêcher l'oxidation des métaux, en les recouvrant d'une couche vitreuse. on sent facilement que si les métaux s'oxidoient à l'endroit où ils doivent se souder, la réunion n'en seroit que très imparfaite.

le Borax sert aussi beaucoup en chimie dans les analyses. il facilite beaucoup la fusion des sels et surtout des carbonates et des oxides métalliques. il forme avec ces derniers des espèces de verres differemment colorés et qui par cela même peuvent servir à reconnoitre la plupart ~~de~~ des oxides.

341 Carbonates

Des Carbonates

Ce Genre de sels de même que le précédent ne contient que trois espèces solubles; on voit que ce doivent être celles formées par la Potasse la soude et l'ammoniaque.

Au feu les Carbonates terreux et celui de Chaux éprouvent une décomposition complette. le Carbonate d'ammoniaque est volatil; ceux de Potasse et de Soude× cedent au calorique une partie seulement de leur acide, et leur décomposition parvenue à un certain point ne peut aller plus loin enfin le Carbonate de Baryte lorsqu'il est bien sec, ne peut être absolument inaltérable au feu.

× et de Strontiane

Il n'est aucune espèce de Carbonates qui ne soient décom-posée par l'hydrogène à une haute température. il se produit de l'Eau, du gaz oxide de Carbone et la Base reste pure ou contenant un peu de Charbon.

le Charbon décompose très facilement les carbonates, se combine à l'acide et forme du gaz oxide de Carbone qui se dégage

Le Phosphore lui même décompose les carbonates; mais dans ce cas, à l'attraction de ce combustible pour l'oxigène qui seule ne pourroit opérer la décomposition, se joint l'attraction de l'acide Phosphorique pour les Bases, attraction qui est bien plus grande que celle de l'acide carbonique pour ces mêmes Bases, de sorte que l'acide carbonique est entièrement décomposé, et est remplacé dans sa combi-naison avec la Base par l'acide Phosphorique.

Le Carbonate de Soude est celui qui sert avec le plus de Succès à cette Expérience, à cause de sa grande Solubilité

Carbonates

du Phosphate qui se forme.

On prend un tube de verre fermé par un bout et entouré d'un lut assez épais. on y Introduit de petits morceaux de Phosphore, et on met par dessus 5 fois autant de Carbonate de soude bien desseché. on patte le tube verticalement à travers la grille d'un fourneau de manière que le Phosphore se trouve bien au dessous du foyer. on Chauffe alors fortement la partie ~~du tube~~ superieure du tube; le carbonate de soude se fond et rougit lorsque le Phosphore commence à se volatiliser et à le traverser. c'est alors que la décomposition du carbonate a lieu; le Charbon est entierement desoxigéné et il se forme du Phosphate de soude. on laisse refroidir, on casse le tube, on lave la matiere noirâtre qui s'y trouve, on filtre et on fait secher le résidu Ce résidu peut être considéré comme du Carbône très pur, car il ne laisse aucun residu en brûlant. ce qui porte aussi à croire que ce carbone ne ~~differe~~ contient plus d'oxigène, qu'il ne differe en rien du Diamant, et enfin que le Diamant ne contient pas d'hydrogène, c'est que 26 Parties de ce Charbon bien calciné et 26 Parties de Diamant ~~et~~ exigent également 74 Parties d'oxigène pour brûler et donnent l'un et l'autre 100 Parties d'acide carbonique absolument Identique et très pur.

Les Carbonates sont décomposables par tous les acides avec une vive effervescence; dans des vases fermés on en obtient l'acide carbonique faute

343.

à reconnoitre par ses propr.

Le Carbonate de Baryte et celui de Strontiane sont rares dans la nature. tous deux sont insolubles et peuvent par conséquent se préparer avec les solutions de Muriates de Baryte et de Strontiane, et celle de Carbonat de soude.

Carbonate de Chaux

Carbonate de Chaux

Ce sel est très répandu dans la nature; il constitue entièrement les spaths calcaires, les marbres, les craies, enfin il se trouve dans tous les terreins cultivés. ces terreins sont formés de sable d'argile et de carbonate de Chaux et sont plus ou moins colorés par de l'oxide de fer et par les débris des corps organiques qui y pourrissent. ce sont les différentes proportions de ces composants et surtout des trois premiers qui font que les terres sont legeres, fortes, grasses, arides &c. de là l'art de changer la nature des terreins en changeant les proportions de ces trois principes.

Le carbonate de Chaux existe encore uni à une matière animale dans les écailles d'huitres. par la calcination on en retire une Chaux très pure.

× d'un excès ×

Le Carbonate de Chaux est insoluble dans l'eau; mais il s'y dissout à la faveur × de son acide. la nature nous offre quelquefois cette dissolution dans quelques eaux terrestres telles sont celles de St Philippe en Toscane. on met à profit la facilité avec laquelle elles laissent déposer leur carbonate de Chaux pour en faire des incrustations et mouler des statues.

Carbonates de Magnésie

le Carbonate de Magnésie ainsi que les autres carbonates Insolubles se fait par voie de double décomposition ce sel de même que le carbonate de Chaux est soluble dans un excès d'acide carbonique. si on fait évaporer cette dissolution avec ménagement, on en obtiendra un carbonate de magnésie cristallisé lequel est legerement soluble. il y a donc 2 carbonates de Magnésie, mais le 1er seul est employé en Pharmacie.

Carbonates de Potasse

Carbonates de Potasse

On connoit de même deux variétés de Carbonate de Potasse. l'une est avec excès d'alcali et l'autre est neutre. le carbonate avec excès de Potasse est celui qui existe dans les differentes Potasses du commerce, mêlé comme nous le savons à du sulfate, du muriate de Potasse et à de la Silice.

Pour l'avoir pur il faut prendre l'espece de Potasse que l'on nomme Sel de Tartre Purifié, laquelle est presqu'entièrement privée des deux sels ci dessus nommés. on en fait une solution concentrée à travers laquelle on fait passer du gaz acide carbonique jusqu'à ce qu'elle n'en veuille plus dissoudre. le carbonate neutre de Potasse formé étant moins soluble que le sous carbonate, se cristallise en partie, mêlé de Silice. on le fait redissoudre et cristalliser, On fait aussi évaporer et cristalliser la liqueur. on obtient par ce moyen un carbonate neutre de Potasse que l'on chauffe au rouge dans

un Creuset afin de le faire passer à l'Etat de Sous-carbonate.

le Sous carbonate de Potasse a une Saveur alcaline très forte; il a une action très marquée sur les Substances végétales et animales; il est deliquescent et se résoud en liqueur à l'air. L'alcool ne peut lui enlever son excès de Potasse.

Quant au carbonate saturé de Potasse, nous venons d'indiquer la manière de le préparer. il est moins Soluble que le précédent, cristallisable, Inaltérable à l'air, presqu'insoluble dans l'alcool; il n'est qu'en partie decomposé par le feu comme nous venons de le voir.

Carbonates de Soude

Carbonates de Soude

Il existe deux carbonates de Soude. l'un qui se trouve assez pur dans le commerce est à l'Etat de Sous carbonate c'est à dire qu'il contient un excès d'alcali. il est très Soluble dans l'Eau, facilement Cristallisable, entrainant dans sa cristallisation une très grande qté d'Eau, efflorescent à l'air, éprouvant sur le feu la fusion aqueuse s'y dessechant puis s'y fondant de nouveau en perdant un peu d'acide carbonique

L'autre carbonate de Soude est neutre, on l'obtient en saturant d'acide carbonique une Solution du carbonate précédent; il est moins Soluble que celui ci et non Efflorescent. on Croit que c'est cette espèce qui existe naturellement en Egypte, où dit-on en raison de sa dureté et de son Inaltérabilité à l'air on en a quelquefois fortifié des villes.

Carbonate d'Ammon:

Carbonate d'ammoniaque.

Ce Sel se prépare en décomposant dans une cornue le muriate d'ammoniaque par le carbonate de Chaux. il se forme du ~~carbonat~~ muriate de Chaux qui reste dans la cornue et du carbonate d'ammoniaque qui se volatilise et vient se condenser contre les parois d'un récipient de verre de grès ou de Plomb adapté à cet effet.

Ce Sel lorsqu'il est pur, est en masses blanches demi transparentes. il est très Soluble dans l'Eau et toujours avec excès d'ammoniaque.

On peut en fesant passer dans sa dissolution concentrée un courant de gaz acide carbonique lui faire prendre une dose plus considérable de cet acide, et alors devenu moins Soluble il cristallise. mais il y tient si peu qu'il le laisse dégager en partie lorsqu'on le fait dissoudre dans l'Eau.

Ce Sel est si volatil qu'il se dissipe peu à peu à l'air et finit par disparoitre. chauffé en dissolution dans l'Eau, il est ~~est~~ volatilisé entièrement avant la totalité de l'Eau.

347.
83e Leçon

Des hydrosulfures et sulfures hydrogénés.

Hydro Sulfures

Les hydrosulfures sont des espèces de sels résultants de la combinaison de l'hydrogène sulfuré avec les bases salifiables. ce sont des produits de l'art, car ils n'existent pas dans la nature. on les fait souvent directement.

Formation

Pour cela on met dans un flacon tubulé du sulfure de fer artificiel; on adapte au flacon un tube recourbé destiné à conduire le gaz dans une dissolution alcaline, et un tube en S destiné à y introduire de l'acide sulfurique étendu d'eau. on y introduit donc cet acide, lequel comme on le sait détermine le fer à décomposer une partie de l'eau et à s'emparer de son oxigène; tandis que l'hydrogène de cette même eau se dégage entrainant avec lui à l'état gazeux, le soufre du sulfure de fer. ce gaz hydrogène sulfuré en traversant la dissolution alcaline s'y combine, la neutralise à la manière d'un acide et forme des sels qui peuvent cristalliser pour la plupart. la magnésie et l'alumine même récemment précipitées et délayées dans de l'eau peuvent former des hydro-sulfures par ce moyen.

Propriétés.

Les hydrosulfures lorsqu'ils sont purs sont incolores, et font une vive effervescence avec les acides sans laisser pp^ter de soufre.

Lorsqu'on veut constater la pureté d'un hydrosulfure par ce moyen, il faut se servir des acides nitrique et muriatique de préférence aux autres acides, parce qu'ils ne forment que des sels solubles et plus solubles que les hydrosulfures, de sorte que lorsque ceux ci sont purs, il ne se forme aucun nuage dans la liqueur.

Hydrosulfures

Les hydrosulfures sont décomposables par le feu, le gaz hydrogène sulfuré se dégage et la base reste, mais non parfaitement pure, elle retient un peu de soufre on comprend qu'il n'est pas question ici de l'hydrosulfure d'ammoniaque qui étant formé de deux corps ~~très volatils~~ gazeux est lui même très volatil.

Les hydrosulfures purs et par conséquent incolores, étant exposés à l'air se colorent en jaune. cela vient de ce que l'hydrogène se brûle à l'aide de l'oxigène de l'air, de sorte qu'il y a du soufre mis à nud. mais à une certaine époque le soufre lui même brûle, devient acide sulfureux et forme un sulfite, enfin après un plus long espace de tems encore, ce sulfite devient sulfate et la liqueur redevient incolore.

Lorsqu'on fait cette expérience dans un volume donné d'air et dans un vaisseau fermé, et lorsqu'il y a assez d'hydro-sulfure au bout de quelque tems tout le gaz oxigène se trouve absorbé, les gaz hydrogène et acide sulfureux n'existent plus, il ne reste que de l'azote. on voit par là que les hydrosulfures pourroient servir de moyens eudiométriques, mais le gaz hydrogène pur employé dans l'eudiomètre de volta est préférable.

Hydrosulfures Sulfurés

Le soufre a une action très remarquable sur les hydrosulfures. Lorsqu'on délaye du soufre en poudre dans une solution d'hydrosulfure, il s'y dissout en partie et en change les propriétés ~~des hydrosulfures~~. Par la seule agitation, le liquide se colore en jaune, et si on chauffe pour accélérer la

dissolution du soufre, la couleur passera à l'orangé foncé.

La liqueur alors ne contiendra plus seulement un hydrosulfure, elle contiendra un nouveau corps composé d'hydrogène sulfuré, de soufre et de bases on a donné à ce nouveau corps un nom qui exprime parfaitement bien sa nature, on l'a nommé hydrosulfure sulfuré.

Ainsi donc on nomme sulfure la combinaison du soufre avec une base, hydrosulfure la combinaison du gaz hydrogène sulfuré avec une base, et hydrosulfure sulfuré, la combinaison d'une base de gaz hydrogène sulfuré et d'un excès de soufre.

D'autres Chimistes ont donné à cette dernière combinaison le nom de sulfure hydrogèné ou de sulfure hydrosulfuré. ces noms sont bons à conserver, par la raison qu'on peut les faire servir à exprimer des différences dans la proportion des principes de cette sorte de composé, en partant de cette règle que le corps nommé le 1er domine sur les autres.

Ainsi hydrosulfure sulfuré nous indiquera un hydrosulfure combiné à un très petit excès de soufre;

Sulfures Hydrogénés et Hydro-Sulfurés

sulfure hydrogéné, un composé pareil contenant un grand excès de soufre, et sulfure hydrosulfuré, le même composé saturé de soufre.

Ces différentes combinaisons de soufre, d'hydrogène sulfuré, et de bases, présentent quelques différences dans l'action qu'exercent sur elles les acides; ainsi lorsqu'on verse de l'acide muriatique dans un hydrosulfure sulfuré, il y a un

dégagement d'hydrogène sulfuré moins grand que celui que produisent les hydrosulfures purs et il y a précipitation de soufre; et lorsqu'on verse le même acide dans un sulfure hydrogéné et surtout dans un sulfure hydrosulfuré, il ne se dégage presque pas de gaz hydrogène sulfuré, mais il se dépose au fond de la liqueur un liquide oléagineux brun jaunâtre, qui est un composé d'une grande qté de soufre et d'une petite quantité d'hydrogène. on le nommé Soufre hydrogéné; Chauffé[x] il laisse dégager du gaz hydrogène sulfuré et laisse pour résidu du soufre contenant encore un peu d'hydrogène.

Soufre Hydrogéné.

x modérément.

La formation de ce composé apperçu la 1ère fois par Schéele donne le caractère des sulfures hydrogénés et des sulfures hydrosulfurés. du reste ils ont des propriétés analogues aux hydrosulfures; lorsqu'on les chauffe, il y a dégagement d'hydrogène sulfuré et précipitation de sulfure de la bâse. exposés à l'air, de même que les hydrosulfures, ils forment d. des sulfites puis des sulfates; mais comme il y a un excès de soufre la liqueur reste toujours colorée, au lieu qu'au bout d'un certain tems les solutions d'hydrosulfure redeviennent incolores.

Les hydrosulfures se distinguent encore facilement des trois espèces d'hydrosulfures sulfurés par cette propriété: L'Eau hydrosulfurée ne trouble pas

les Solutions d'hydrosulfures, tandis qu'elle occasionne dans celles d'hydrosulfures sulfurés, de Sulfures hydrogénés et des Sulfures hydrosulfurés, un ppté plus ou moins abondant de Soufre.

Les hydrosulfures s'obtiennent comme nous l'avons vu en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré à travers une dissolution alcaline; les hydrosulfures sulfurés peuvent s'obtenir presque tous de la manière suivante. (1)

On prend un Sulfate alcalin, on le mêle avec un quart de Charbon en poudre, et on imbibe le mélange d'huile. on met le tout dans un creuset pour ensuite le chauffer très fortement dans un fourneau de reverbère. on délaye la masse noire pulvérulente qui resulte de cette opération, dans de l'Eau pure, on filtre, la liqueur contient de l'hydrosulfure sulfuré de la base ~~employée~~ du Sulfate employé.

Nous avons deja donné la Théorie de cette opération en parlant de la combinaison du soufre avec les alcalis; en effet nous savons que lorsqu'on calcine un Sulfate avec du Charbon, celui ci s'empare de l'oxigène de l'acide Sulfurique, et forme de l'acide carbonique qui se dégage, tandis que le Soufre reste combiné à la base, et nous savons aussi que lorsqu'on délaye le Sulfure formé dans l'Eau, une partie de celle ci se trouve décomposée; son oxigène se combine à une partie du Sulfure et le change en Sulfate; et son hydrogène se

(1) Indépendamment de la méthode donnée plus haut, de délayer du Soufre dans un hydrosulfure pur, et de Chauffer.

Hydrosulfures

combine à l'autre partie et la change en hydrosulfure sulfuré.

~~il est à remarquer pour les hydrosulfures sulfurés~~

Les sulfures hydrogénés s'obtiennent en faisant bouillir dans de l'eau un mélange de soufre et d'une base alcaline; il faut que la proportion du soufre soit assez grande pour que tout ne puisse se dissoudre par ce moyen on est sûr que la liqueur en est saturée.

Sulfure Hydrogéné d'Ammoniaque

~~Il est fa~~ Le sulfure hydrogéné d'ammoniaque ne peut, comme on le pense bien, s'obtenir par aucun des moyens qui viennent d'être exposés, ses principes étant trop volatils pour cela. on le prépare en chauffant dans une cornue un mélange à parties égales de chaux, de sel ammoniac et de soufre; on a auparavant adapté à la cornue un récipient dans lequel on reçoit une liqueur autrefois nommée Liqueur fumante de Boyle, laquelle est ~~du~~ sulfure hydrogéné d'ammoniaque, elle exhale constamment des vapeurs blanches et une odeur fétide ~~et~~ ammoniacale.

On explique sa formation de la manière suivante. Le sel ammoniac contient de l'eau qui se dégage en même tems que l'ammoniaque chassée par la chaux. le soufre aussi volatilisé par le calorique, rencontre ces vapeurs ~~ammonia~~ ammoniacales aqueuses, ~~en~~ decompose l'eau, et forme du gaz hydrogène sulfuré qui s'unit ~~à l'état~~ à l'ammoniaque et au restant du soufre. ~~et~~ le sulfure hydrogéné qui en resulte se liquéfie dans le récipient.

Comme dans les vapeurs qui se dégageoient de la cornue

353

la q^té ~~d'eau oxigéné~~ d'Eau étoit bien moindre que celle de l'ammoniaque il s'en suit que le Sulfure hydrogéné, contient un excès de cette dernière.

C'est à cet excès d'ammoniaque que cette liqueur doit sa propriété de fumer, car lorsqu'on emploie pour la preparer un mélange trop humide, elle ne l'a pas, de même qu'elle l'a perd lorsqu'on l'étend d'Eau. on peut également lui ôter la pp^té de fumer en y délayant du Soufre qui ~~neutralise~~ neutralise l'ammoniaque, et ensuite la lui rendre en y ajoutant un nouvel excès de base.

Les vapeurs qui s'exhalent de cette liqueur sont elles mêmes un veritable Sulfure hydrogéné d'ammoniaque, mais qu'une grande proportion d'ammoniaque rend plus volatil que celui qui reste dans la liqueur, ~~aussi~~ ces vapeurs se conduisent elles avec l'air comme un Sulfure hydrogéné, ~~C'est à~~ elles ~~en~~ absorbent l'oxigène et déposent du soufre.

une partie de Soufre, deux de Potasse et trois de nitrate de Potasse mélangées et projettées dans un creuset que l'on fait rougir, produisent quelques Secondes après une détonnation très violente. dans cette Expérience il se forme d'abord un Sulfure hydrogéné de potasse par la decomposition de l'Eau contenue dans cette base et dans le nitrate; ensuite lorsque le creuset vient à rougir, ce Sulfure hydrogéné se trouve Enflammé ~~dans un~~ tout à la fois par le nitrate et donne naissance à une grande q^té de gaz et d'Eau, qui en ~~dont~~ raison de leur ~~l'~~élasticité augmentée par le calorique, repoussent au loin l'air environnant.

54e Leçon

Métaux

Des Métaux

Les Métaux sont des corps opaques, très pésants, réfléchissant la lumière, susceptibles d'un poli parfait et par conséquent d'un grand éclat, et pouvant se combiner à l'oxigène ce qui les a fait ranger parmi les corps combustibles.

Lorsqu'ils sont combinés à l'oxigène la plupart des corps brulés qu'ils forment peuvent être considérés comme bases salifiables, c.a.d. peuvent en se combinant aux acides former de véritables sels; les autres acquérant la solubilité, la saveur des acides, rougissant d'ailleurs la teinture de tournesol et pouvant former des combinaisons salines non seulement avec les bases terreuses et alcalines mais encore avec les oxides métalliques, ont été rangés parmi les acides minéraux..

Jusqu'à présent tous les corps métalliques ayant résisté aux efforts de l'analyse, nous devons les regarder comme des corps simples.

Encore bien que quelques Observateurs nous assurent qu'il est évident que le fer se forme dans plusieurs circonstances, jusqu'à présent leurs théories n'étant appuyées d'aucun fait, nous devons nous garder d'y ajouter foi.

Les anciens croyoient les métaux composés d'une matière terreuse qu'ils nommoient chaux métallique et d'un principe commun qui leur donnoit l'éclat métallique la ductilité et les autres propriétés [illegible] qu'ils possèdent.

C'est sur ce principe nommé Phlogistique que Stahl a fondé sa théorie, théorie digne de son

genie, qui expliquoit tous les faits de la Combustion, ou comme on le disoit alors de la Calcination, hors un seul qui a suffi dans la suite pour la renverser entierement..

Stahl disoit que lorsquon chauffoit un métal, son phlogistique se dégageoit et qualors la terre ou la chaux metallique qui en étoit la base, paroissoit dans son état naturel, mais il navoit pas remarqué que la chaux métallique obtenue ainsi, pesoit plus que le métal employé, ce qui ne ~~peut~~ pouvoit s'accorder avec la supposition que le métal perdoit un de ses principes, et cequi l'auroit conduit à penser que le métal en se calcinant absorboit plutôt un principe étranger. en effet on a reconnu depuis que la Calcination d'un métal ne pouvoit avoir lieu sans le secours de l'air et qu'elle étoit le resultat de la fixation de l'oxigène de cet air par le métal.

Il ny pas encore plus de 50 ans, qu'on ne connoissoit que neuf à dix métaux, et encore ny en avoit il que sept que lon croyoit meriter entierement ce nom.. ces sept métaux étoient l'or, l'argent, le mercure, le Cuivre, le fer, l'Etain et le plomb. on connoissoit à peine l'arsenic le Zinc et le Cobalt que lon qualifioit de demi-métaux. Mais depuis cette Epoque, les progrès rapides de la Chimie, les nouveaux moyens d'analyse dont elle s'est enrichie et une étude plus approfondie des minéraux, ont fait de

Métaux — découvrir un grand nombre d'autres substances métalliques, toutes très distinctes les unes des autres. on connoit aujourd'hui 27 métaux.

Leurs differents états dans la terre — Les métaux ne se presentent pas tous à beaucoup près à l'Etat de pureté dans le sein de la terre; la plupart y sont déguisés sous diverses formes, combinés à differents corps et n'ont nullement l'apparence métallique.

On peut réduire à quatre genres principaux toutes les Especes de mines métalliques.

1er Genre. Métaux Natifs. on nomme ainsi les métaux qui se trouvent dégagés de toute combinaison. on rencontre souvent à cet état l'or, l'argent et le mercure.

2e Genre. Métaux Oxidés. c.a.d. combinés à l'oxigène tels sont le fer le manganèse &c.

3e Genre. Métaux Combinés aux corps combustibles. Jamais on ne rencontre les métaux combinés à l'hydrogène ni à l'azote; le fer se trouve combiné au carbone en differentes proportions; mais les mines les plus fréquentes, sont celles dans lesquelles les métaux sont combinés au soufre ou à l'arsenic qui est lui même un métal. ~~les Sortes~~ ~~mines~~ on avoit à cause de cela qualifiées le soufre et l'arsenic du nom de Minéralisateurs

Le fer, le cuivre, le zinc l'antimoine et le plomb se trouvent très souvent combinés au soufre.

Le cobalt, le Nickel, le bismuth, l'antimoine le

trouvent souvent combinés à l'arsenic.

On peut rapporter à ce genre de mines, quelques alliages naturels des métaux, comme l'argent antimonial.

4e Genre de Mines. Métaux combinés aux acides.

On n'a pas encore trouvé de Nitrates métalliques, on a trouvé quelques Sulfates; plusieurs phosphates, quelques muriates et quelquefois des carbonates.

Le fer et le cuivre se trouvent à l'Etat de Sulfates; l'argent et le mercure sous celui de muriates; le fer, le plomb à l'Etat de Phosphates; ces mêmes métaux et quelquefois le Zinc à l'état de Carbonates.

Enfin on ~~trouve~~ rencontre les métaux combinés aux acides métalliques; ~~ainsi~~ par exemple on trouve du molybdate de plomb; des arseniates, tungstate et Chromate de fer.

Jusqu'à présent on n'a pas trouvé de métal combiné ~~au~~ aucun des acides végétaux, quoique ces combinaisons s'effectuent dans les laboratoires, et il est probable qu'on n'en rencontrera jamais; 1o parceque la plupart de ces acides n'existent pas dans la nature, ou n'y existent que momentanement; 2o parceque quand même on les trouveroit tout formés à la surface du sol, ils ne pourroient guères se combiner aux métaux qui sont toujours plus ou moins enfouis au dessous de son niveau, et que d'ailleurs la chaux la potasse et les autres bases salifiables qui se trouvent ordinairement entre les végétaux et les filons ~~couches~~ métalliques, ont plus d'attraction pour les acides et s'en empareroient.

Métaux

voila donc les quatres principaux états des métaux dans le sein de la terre ; quelques uns se trouvent sous tous les quatre, comme le fer qu'on trouve natif, oxidé, sulfuré, carburé, sulfaté, phosphaté &c ; d'autres tels sont l'argent et l'or, ont moins de tendance à la combinaison, et se trouvent sous moins d'états. l'or ne se trouve guères qu'à l'état natif.

Choix des Mines

Dans les travaux en grand, on n'exploite pas également toutes les mines ; les unes sont trop pauvres en métal, les autres demanderoient trop de main d'oeuvre, ainsi quoique le fer soit assez répandu à l'état de sulfure on ne cherche pas à ~~l'en~~ en retirer, par ce que les travaux que cette exploitation exigeroit seroient trop couteux et que d'ailleurs il seroit difficile d'en obtenir de bon fer.

On ne retire guères les métaux en grand que de quatre espèces de mines. on délaisse les autres qui servent dans les laboratoires à obtenir les différents métaux qu'elles contiennent.

D'abord on exploite tous les métaux natifs. si on ne trouve pas un métal dans cet état, on exploite de préférence aux autres, les mines dans lesquelles il existe à l'état d'oxide ou de carbonate, enfin beaucoup de métaux se trouvant surtout combinés au soufre on les retire de cette espèce de mine.

Exploitation

Lorsqu'on a reconnu une mine métallique assez riche pour être exploitée, qu'on s'est assuré du ~~proc~~ meilleur procédé à suivre ~~[illegible]~~ pour en obtenir

519

Extraction du Minerai.

le métal, on creuse de distance en distance quelques puits ou galeries verticales que l'on fait communiquer ensemble par des galeries horisontales et on continue ainsi de creuser des galeries verticales et horisontales en suivant l'Indication des filons. à mesure que l'on rencontre un filon on le fait sauter à coups de pioche ou au moyen de la poudre, et on monte le minerai à la surface du sol.

Cette partie de l'Exploitation est souvent contrariée par des obstacles quelquefois Insurmontables.. des fois ce sont des courants d'Eau qui Inondent la mine. on cherche à s'en debarrasser au moyen de pompes; d'autres fois on rencontre des couches qui exhalent une odeur fétide et asphyxiante; on parvient ordinairement à purifier l'air en allumant du feu presqu'à la partie supérieure d'une ou de plusieurs galeries verticales; ce feu rarefie l'air de ces galeries, le fait monter au dehors, et détermine un courant d'aspiration par les galeries où il n'y a pas de feu, de sorte qu'en peu de temps tout l'air de la mine se trouve renouvellé.

En arrachant le minerai, il est rare qu'on n'enlève pas avec lui, une ~~p~~plus ou moins grande qté de matières qui composent son gissement. ces matières souvent quartzeuses argileuses ou crayeuses, ~~avec lui avec le minerai~~ sont nommées la Gangue du minerai; elles y tiennent par une force de Juxtaposition assez grande, on les monte avec lui à la surface du sol, il s'agit de les en séparer.

Pour y parvenir, on soumet le minerai à l'action prolongée

Métaux

de plusieurs maillets de Bois armées de fer, qui se trouvent alternativement soulevés par une force mécanique quelconque et qui retombent alternativement dessus la machine qui sert à cette opération se nomme Bocard et l'opération Bocardage.

Bocardage

Lavage

Le ~~mine~~ minerai, étant pulverisée au moyen du bocard, on fait arriver dessus un fort courant d'Eau. on conçoit que la gangue qui est pierreuse, est spécifiquement plus légère que la ~~matière~~ matière métallique, resiste moins à l'Effort de l'Eau et est entrainée beaucoup plus loin, de sorte qu'il ~~est~~ ~~reduite~~ ~~facile~~ n'y a ensuite qu'à ramasser la mine qui est restée en arrière.

Ces deux opérations sont à peu près communes à toutes les mines métalliques, mais la matière métallique une fois obtenue, le procédé pour en extraire le métal varie suivant l'Etat dans lequel il se trouve.

Métaux Natifs

Fusion

Lorsque le Métal est natif il suffit de le fondre. ~~dans~~ Par exemple l'or qui existe dans le sable de quelques rivières on lave ce sable sur un plan Incliné, recouvert d'une peau garnie de poil; l'or s'y attache, on le rassemble et on le fait fondre.

Il a ~~existe~~ dans le palatinat une mine de mercure natif, on se contente de Bocarder le minerai et de le laver; les globules de métal se rassemblent facilement.

Métaux Oxidés

desoxidation

Fusion

Lorsque le métal est oxidé on mêle la mine avec du Charbon, quelquefois on en forme une pâte avec de l'huile, et on chauffe le mélange fortement. à Une température

plus ou moins haute le Charbon enlève l'oxigène au métal et le métal revenu à l'état métallique se fond. Lorsque le métal est carbonaté on le traite également par le charbon qui comme on le sait décompose l'acide carbonique et le change en gaz oxide de carbone l'acide détruit le métal se désoxide et enfin se fond.

Métaux Sulfurés

Grillage

oxidation Fusion

Lorsque le métal est sulfuré, l'opération devient plus compliquée. après que la mine a été Bocardée et lavée on l'expose à la chaleur d'un four. dans cette opération qui se nomme grillage le metal s'oxide; son attraction pour le soufre diminue et celui ci se dégage en partie. le résultat de cette opération est un oxide métallique sulfuré; on traite cet oxide sulfuré dans de grands creusets par un mélange de tartre rouge et de lie desséchée. × ces matières se décomposent, se charbonnent et laissent à nud une grande qté de Potasse. cette Potasse s'empare du soufre et forme un sulfure alcalin, l'oxide se trouve reduit par le charbon et une chaleur convenable rassemble le métal en culot.

× au feu ×

5e Leçon

Propriétés Physiques

après avoir exposé dans la dernière leçon les opérations necessaires pour obtenir les métaux à l'état de pureté, nous allons dans celle ci et dans les suivantes nous occuper de leurs propriétés Physiques et Chimiques

Les Propriétés Physiques des métaux sont L'Eclat métallique. l'opacité. la Dureté. la pésanteur. la Ductilité, la Malléabilité, la ténacité. la faculté conductrice.

Métaux — Leurs propriétés chimiques se composent des altérations qu'ils sont susceptibles d'éprouver par les agents chimiques tels sont le calorique, l'oxigène, les corps combustibles, l'eau et les acides, les Bases salifiables et les sels.

Eclat Métallique

Couleur

Opacité

Eclat Métallique. Couleur. Opacité.

On nomme ainsi la propriété qu'ont les métaux de reflechir presque complettement la lumière.

Cet Eclat est modifié par la couleur propre à chaque métal; ainsi que leur opacité il paroit du à leur grande densité. L'opacité ne peut servir à distinguer les métaux entr'eux tant elle paroit complette dans tous.

Dureté

Dureté

~~Les quelques métaux elles~~ la Dureté est très variable dans les substances métalliques. le fer, le cobalt et le manganèse sont très durs; le plomb, l'Etain et le bismuth sont mous; l'or et l'argent tiennent le milieu.

Pésanteur Spécifique

Pésanteur Spécifique

Les métaux varient beaucoup par leur pésanteur spécifique, néanmoins le métal le plus ~~pésant~~ leger qui est l'antimoine pèse 6,5 tandis que la Zircone, le plus ~~léger des~~ pésant des corps non métalliques, ne pèse que 4,5. Le Platine donne le Maximum de cette difference, il pèse 23,0 dans son état de pureté.

Ductilité, Malléabilité. Ténacité

Ductilité

La Ductilité est la propriété dont jouissent certains

métaux de s'allonger en fils plus ou moins déliés.

Malléabilité

La malléabilité est la propriété qu'ont plusieurs métaux de s'étendre en lames par la percussion ou par la pression graduée du laminoir.

Ces deux propriétés bien remarquables ~~sont~~ dépendent du glissement plus ou moins facile des molécules métalliques les unes sur les autres, ~~sans~~ et de ~~la grand~~ leur grande cohésion qui n'est pas détruite par ce glissement.

~~la malléabilité semble~~ quant à ce qui est d'expliquer comment deux effets différents peuvent être produits par les mêmes causes, on suppose que les molécules des métaux qui s'applatissent en feuilles, sont elles-mêmes de petites lames qui glissent les unes sur les autres, et dont le nombre s'accroît dans la largeur à mesure qu'il diminue dans la hauteur; tandis que ~~celle~~ les molécules des métaux qui se tirent plus facilement en fils sont fibreuses et forment de petits faisceaux parallèles qui par la [pression] de la filière glissent dans le sens de leur longueur et se joignent bout à bout.

Ténacité

La Ténacité est la cohésion des Molécules métalliques mesurée par la suspension d'un poids, augmenté jusqu'à la fracture à des fils métalliques d'un même diamètre. elle n'est pas toujours en raison directe de la Ductilité.

L'Or est le métal le plus malléable, après lui viennent l'argent, le Platine, le Cuivre, le fer, l'Etain

Métaux

et le plomb.

Le fer est le plus ductile, et après lui le platine, l'or, l'argent le cuivre l'étain le plomb.

Le fer est le plus tenace et après lui le platine, le Cuivre l'argent, l'Or, l'Etain, et le plomb.

Faculté Conductrice

Faculté Conductrice

Les Métaux sont les meilleurs conducteurs du calorique et du fluide électrique; cette ppté est en raison directe de leur densité

Propriétés Chimiques

Fusibilité

Action du Calorique. Fusibilité. Volatilité.

Tous les métaux sont fusibles mais à des degrés bien differents; le mercure est ordinairement liquide et ne se solidifie qu'à — 32°. tous les autres sont solides et parmi eux le plomb, l'Etain le bismuth se fondent avant de rougir; l'or, l'argent, le cuivre ne se fondent qu'après; le fer, le cobalt, le manganèse et le chrôme exigent la plus forte chaleur; enfin le platine n'est fusible qu'au foyer d'un miroir ardent.

Lorsque les métaux sont fondus si on continue de les chauffer la plupart pourront se volatiliser, et si nous ne parvenons pas à les gazéifier tous cela tient à l'insuffisance de nos moyens.

Les métaux fondus qu'on laisse refroidir en repos cristallisent en se solidifiant. ils affectent presque tous la forme octaèdrique; le bismuth et l'antimoine cristallisent en cubes.

Métaux.

Combustibilité

Combustibilité.

Tous les métaux sont combustibles mais à des degrés bien differents. quelques uns comme l'arsenic et le Manganèse s'oxident à l'air, même à une basse température. le plus grand nombre exigent une température plus ou moins élevée et alors brulent ~~avec~~ de diverses manieres.

ainsi le plomb, l'Etain, le Bismuth &c. que l'on tient en fusion à l'air, perdent bientot leur éclat. leur surface se recouvre d'un oxide qu'on peut enlever à mesure qu'il se forme et qui est aussitôt remplacé par d'autre jusqu'à ceque tout le métal soit oxidé.

Le Zinc fondu dans un creuset et chauffé au rouge, s'enflamme et brûle avec une clarté éblouissante dès qu'on lui donne le contact de l'air.

Le fer tourné en spirale déliée, ~~et~~ plongé dans du gaz oxigène, et allumé avec un peu d'amadou, brule avec une lumière très vive, et la Chaleur dégagée est si forte que l'oxide qui se forme, tombe fondu au fond du vase.

L'argent l'or et le platine subissent l'épreuve du feu sans altération, mais on parvient à les oxider au moyen du fluide électrique.

Un métal en s'oxidant augmente de Poids.

La difference des phénomènes que présentent les métaux pendant leur oxidation, depend du tems plus ou moins long necessaire à la combustion, et du dégré de condensation qu'éprouve l'oxigène dans

l'oxide formé.

ainsi dans l'oxidation du mercure, du Plomb de l'Etain, la fixation du gaz oxigène se faisant lentement, le dégagement du calorique qui doit en résulter et celui de la lumière si il a lieu, ne sont pas sensibles pour nous, parcequ'ils ne se dégagent que peu à peu.

Mais dans la Combustion du Fer dans l'oxigène et dans celle du Zinc fondu dans l'air, l'absorbtion de l'oxigène est instantanée, en un seul instant il y a beaucoup de lumière et de calorique dégagés, de sorte que l'action de ces fluides sur nos organes en est de beaucoup augmentée.

L'autre Cause de la difference de Phénomènes que nous présente l'oxidation des métaux, est le dégré de condensation où se trouve l'oxigène dans l'oxide formé. bien que l'oxigène soit solidifié par tous les métaux, il retient dans les oxides des quantités bien differentes de calorique et de Lumière. par exemple, dans les oxides d'or et d'argent, métaux qui ont peu d'attraction pour l'oxigène, celui ci retient une grande qté de Calorique et de lumière; tandis que dans les oxides de fer et de Zinc, l'oxigène est très condensé et dégage en s'y fixant presque tout son calorique et la lumière qui concourent à son Etat gazeux

~~Il faut ajouter à ces notions sur l'oxidation des métaux que les dernières portions d'oxigène sont~~

Ajoutons à ces notions sur l'oxidation des métaux, que l'oxigène une fois fixé dans un oxide, la difficulté que l'on éprouve ~~pour~~ l'en dégager est en raison directe de sa condensation, ou ce qui est la même chose des qtés de lumière et de calorique qu'il a perdues ~~...~~.

Il faut savoir aussi que les dernières portions d'oxigène d'un oxide sont plus difficiles à dégager que les premières. ainsi par exemple l'oxide noir de Manganèse contient 0,66 d'oxigène, dont il cède les 1ères portions à la chaleur rouge. une très forte chaleur peut lui en faire perdre jusqu'à 0,25; mais c'est tout, et on ne peut par l'action du calorique seulement en dégager davantage.

On expliquoit ce fait il y a quelques années en disant que l'attraction chimique est en raison inverse de la saturation. cet axiôme ne se dément jamais, mais il n'est qu'une conséquence de cet autre non moins prouvé que l'attraction d'un corps pour un autre, croît en raison de sa masse.

Supposons par exemple, un corps AB formé de 50 parties de A et de 50 de B, et représentons l'attraction de A pour B par 4. Chaque molécule ~~de~~ A sera retenue par

chaque molecule B et reciproquement, par une force égale à 4; et si le corps AB est décomposable par le calorique, il faudra lui appliquer pour que la décomposition ait lieu une force calorifique égale à 4. Supposons actuellement que par l'Effet de cette décomposition on ait enlevé 25 parties A au corps AB. ce qui reste est formé de 25 A et de 50 B. s'il n'y avoit que 25 B, alors comme dans le premier cas les molécules A seroient attirées par les molecules B par une force égale à 4. mais il y a 50 B. les 25 molécules A seront donc attirées par une force égale à 8, et il faudra pour enlever une molécule A au corps 25A50B. une force calorifique égale à 8.

Pour en revenir aux oxides, on voit que leurs dernieres portions d'oxigène doivent être plus difficiles à enlever que les 1eres.

Les Métaux peuvent avoir plusieurs dégrés d'oxidation distincts et fixes. les oxides d'un même métal different ordinairement en couleur; ainsi le plomb ~~forme trois oxides dont le 1er est Jaune, le second et contient 0,07 d'oxigène, le second est rouge et contient 0,10 d'oxigène, le troisieme en contient~~ peut se combiner en trois proportions differentes avec l'oxigène et former 1° un oxide Jaune à 0,07 d'oxigène; 2° un oxide Rouge à 0,10; 3° un oxide puce à 0,15 d'oxigène.

le Mercure forme deux oxides dont le 1er à 0,04 d'oxigène est noir, et l'autre à 0,08 est rouge.

On peut quelquefois faire passer les oxides métalliques d'un dégré à un autre soit en les chauffant seuls, soit en mêlant des qtés convenables de métal et d'oxide, ou même de deux oxides différents. alors l'oxigène se partage dans les deux et le tout se trouve être à un dégré Intermédiaire d'oxidation.

Pour distinguer les différents oxides d'un même métal on les désigne par leur couleur ainsi on dit oxide Jaune de plomb, oxide rouge de Plomb. mais lorsqu'ils ont la même couleur, comme ceux de l'Etain et de l'antimoine qui sont blancs on les désigne par leur dégré d'oxidation, ainsi on dit oxide d'Etain au minimum oxide d'Etain au maximum.

Action des Corps Combustibles

Action des Corps Combustibles

1° L'azote ne contracte aucune combinaison avec les Métaux.

2° L'hydrogène quoique très rare peut néanmoins se combiner à quelques métaux, et leur faire partager son état gazeux tels sont le Zinc l'Etain et surtout l'arsenic.

Le gaz hydrogène arsenié contient assez de métal pour en déposer pendant sa combustion, on prétend qu'il peut se liquéfier à −32°.

3° Le Bore se combine au fer et au platine. on effectuoit cette combinaison bien avant que le bore fut connu, en chauffant fortement un mélange de Charbon

l'acide Boracique et de fer ou de platine, mais alors on ne pouvoit savoir pourquoi dans ce cas le métal devenoit cassant (?). on sait aujourd'hui que c'est en raison de sa combinaison avec le radical de l'acide.

4° Le Charbon jusqu'à présent paroit ne pouvoir se combiner qu'au fer. il s'y combine en diverses proportions, et forme entr'autres de la Plombagine et l'acier.

5° Le Phosphore se combine avec tous les Métaux. Lorsque les métaux sont très fusibles, on fait fondre le phosphore sous l'Eau et on y met le métal réduit en poudre, ou bien on fait fondre le métal et on y ajoute le phosphore; dans les 2 cas la combinaison a lieu.
Pour obtenir les phosphures des métaux réfractaires, on fait un mélange de phosphate acide de Chaux, de Charbon et de métal, et on l'expose à un feu très violent dans un creuset; le Phosphate acide favorise la fusion du métal; il se décompose à l'aide du Charbon et produit du phosphore qui s'unit au métal.
Plusieurs de ces phosphures jouissent de l'Eclat métallique.

6° Le Soufre se combine avec presque tous les métaux; entre les propriétés des sulfures métalliques, on a remarqué celle ci, qu'ils sont moins fusibles que leur métal lorsque ce métal est très fusible, et au contraire plus facilement fusibles, lorsque

ce métal est réfractaire.

7° Enfin les Métaux se combinent entr'eux. les composés qui en résultent se nomment alliages. ~~et elles~~

Les alliages ont presque toujours une fusibilité différente de la fusibilité moyenne des métaux qui les composent ; souvent elle ~~elle~~ est plus grande, et quelquefois elle est telle, qu'elle surpasse de beaucoup la fusibilité du métal le plus fusible. c'est ainsi qu'un alliage de plomb d'Étain et de Bismuth fait dans des proportions convenables se liquéfie dans l'Eau Bouillante.

On se rappelle ce que nous avons dit au commencem^t de ce cours au sujet de la fusibilité. après avoir distingué dans tout corps composé des particules et des molécules, nous avons posé en principe que la fusibilité ou l'État liquide d'un composé n'existoit jamais ~~pas~~ entre ses molécules, mais seulement entre ses particules. Ainsi dans chaque particule de l'alliage ci dessus est solide et formée de molécules solides de Plomb d'Étain et de bismuth, et si la masse ou l'assemblage de ces particules est facilement fusible, cela tient à ce qu'elles ces particules ont peu de cohésion entr'elles..

L'arsenic se combine avec tous les métaux, de même que le soufre il rend moins fusibles les métaux très fusibles, et plus fusibles les métaux réfractaires.

56e Leçon

Action des Acides

Aucun métal ne peut se combiner aux acides s'il n'est auparavant à l'Etat d'oxide, d'où on peut prévoir que toutes les fois qu'un acide mis en contact avec un métal, ne pourra l'oxider, il n'y aura pas d'action; tandis que si on présente un métal oxidé à un acide il s'y dissolvera.

Lorsqu'on met en contact avec un métal, un acide dont le radical tienne peu à l'oxigène, cet acide se partage en deux une partie se décompose et cède son oxigène au métal. l'autre se combine au métal oxidé:

Les acides nitromuriatique et oximuriatique en agissant de la sorte attaquent même l'or et le platine.

L'acide nitrique cédant moins facilement son oxigène que ceux dont on vient de parler attaque tous les métaux jusqu'à l'argent, mais n'a aucune action sur l'or et le Platine.

Les autres acides cédant encore moins facilement leur oxigène que l'acide nitrique; n'attaquent qu'un certain nombre des autres métaux et les plus combustibles.

Mais il faut remarquer que dans toutes ces actions il intervient un troisième corps qui les modifie et les complique beaucoup: ce corps est l'Eau dont les acides ne sont jamais dépourvus. nous allons examiner pour chaque acide ~~ceux~~ en parti-culier, les modifications ~~que~~ que l'Eau apporte dans son action sur les Métaux.

373.

Action de l'Acide Sulfurique

Action de L'acide Sulfurique.

L'acide sulfurique concentré n'a ~~aucune~~ d'action à froid sur ~~aucun les métaux~~; mais à une température de 70 à 80° une partie se décompose et cède son oxigène au métal; alors le métal oxidé se combine à l'acide non décomposé. Pendant cette action il se dégage toujours de l'acide sulfureux provenant de l'acide décomposé; de sorte que cette action est encore un exemple de cette loi si souvent citée, que lorsqu'on chauffe un ou plusieurs corps tels que par la réaction de leurs principes, il puisse en résulter des corps fixes et des corps gazeux, toujours ~~cette~~ le calorique facilite ~~et~~ détermine cette réaction.

Parmi les métaux, il n'y a que l'or, le Platine et les ~~m~~ métaux de la mine de Platine, qui résistent à cette action.

Si au lieu d'employer l'acide sulfurique concentré, on l'emploie étendu d'eau, il pourra agir à froid et surtout à chaud sur le Manganèse, le Zinc, le fer et l'Etain, mais il n'en ~~ses~~ attaquera pas d'autres.

Expériences. on verse sur de l'antimoine en poudre de l'acide sulfurique concentré, il n'y a pas d'action, on étend d'eau, le mélange s'élève à 80°, mais le métal n'en est pas plus attaqué.

Si on verse de l'acide sulfurique très concentré sur de la limaille de Zinc, ~~il l'attaqua à peine ou a~~ il l'attaquera à peine; qu'on l'étende d'eau, la liqueur entrera aussitôt en Ebullition, Une grande effervescence

de gaz hydrogène se manifestera, et un sulfate de Zinc se formera dans le vase.

Ici il ne se dégage pas d'acide sulfureux, ce qui indique que l'acide sulfurique n'a pas été décomposé. néanmoins comme il se forme un sulfate, il faut que le métal ait été oxidé, et comme il se dégage de l'hydrogène on est en droit de conclure que cette oxidation s'est faite aux dépens de l'Eau. il faut donc concevoir que l'attraction composée du Zinc de l'acide et de l'oxigène, l'emporte sur celle de l'hydrogène pour cet oxigène; et puisque l'antimoine placé dans les mêmes circonstances ne décompose pas l'Eau, on doit conclure que l'attraction combinée de l'antimoine de l'acide et de l'oxigène ne l'emporte pas sur l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène.

Mais l'acide sulfurique le plus concentré contient de l'Eau, pourquoi donc cette Eau x n'est t'elle pas décomposée, lorsqu'on met cet acide en contact avec un métal? Pour expliquer cette différence d'action, il faut supposer l'Eau dans l'acide sulfurique dans deux états, 1° dans l'Etat d'intime combinaison, lorsque l'acide étant concentré, son attraction pour l'Eau se trouve augmentée par sa masse. 2° dans l'Etat de simple mélange lorsque l'attraction de l'acide pour l'Eau étant satisfaite, les nouvelles qtés de celle ci qu'on y ajoute ne font que s'interposer entre les particules des 1ères.

x également

d'après cela il est facile de concevoir pourquoi que le simple mélange de l'acide avec l'Eau, ne doit pas le deffendre de l'action décomposante du métal; tandis que la combinaison de l'acide avec l'Eau est une force ~~qui tend à retenir celle ci à l'Etat d'Eau, et~~ qui jointe à l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène l'emporte sur l'attraction composé du métal de l'oxigène et de l'acide.

Action de l'Acide Nitrique

Action de l'acide Nitrique

L'acide nitrique comme nous l'avons déjà dit attaque tous les métaux excepté l'or, le Platine et aussi excepté les métaux qui se trouvent dans la mine de ces derniers.

Cette action est accompagnée du dégagement d'un gaz qui varie suivant la concentration de l'acide, la Combustibilité du métal et la température.

Ainsi lorsqu'on verse de l'acide nitrique foible sur de la limaille de Cuivre, l'action est lente et il se dégage[x] du gaz nitreux qui devient rutilant à l'air. Lorsqu'on se sert d'acide concentré, l'action est très vive et il y a une ~~très~~ grande effervescence, et un grand dégagement de vapeurs nitreuses très Intenses.

x lentement

Si au lieu de cuivre on se sert d'un métal plus combustible par exemple de fer ou de zinc, ces métaux désoxigénant davantage l'azote, au lieu de gaz nitreux on obtiendra du gaz oxide d'azote, et même une partie de l'azote pourra être entièrement privée d'oxigène.

On conçoit facilement que l'élévation de température doit accélérer la décomposition de l'acide nitrique

cette décomposition produisant des Corps gazeux. il est visible aussi que l'Eau doit la contrarier, car l'acide nitrique ~~a~~ ayant une grande affinité pour l'Eau ~~et~~ c'est une force de plus à vaincre.

Ainsi plus le métal est combustible, plus la température est élevée, et plus l'acide est concentré, plus aussi l'action est vive et l'acide desoxigéné; et comme dans l'action de l'acide sur le métal, sa concentration et la température sont alterées, il s'en suit que le plus souvent on obtient un mélange d'acide nitreux, de Gaz nitreux et d'oxide d'azote. Jamais on n'obtient d'azote pur à l'Etat gazeux, et cependant comme nous l'avons déjà dit, lorsqu'on se sert d'un métal très combustible, tel que le Zinc ou l'Etain, une partie de l'azote se trouve entierement desoxigénée.

Que devient-elle donc? ici se presente un ~~nouveau~~ fait assez remarquable; toutes les fois qu'il y a de l'azote entierement désoxigéné, il y a aussi une certaine qté d'Eau qui se décompose; l'oxigène de cette Eau concourt avec celui de l'acide nitrique decomposé, à oxider le métal, l'hydrogène se combine à l'azote et forme de l'ammoniaque ~~qui~~. ~~s'empare d'une partie de l'acide nitrique~~

Maintenant pour expliquer pourquoi dans ce cas il y a de l'Eau de décomposée, tandis qu'il se trouve à coté un grand excès d'acide nitrique, disons:

Puisque, lorsqu'il n'y a pas d'azote entierement désoxigéné,

l'Eau n'est pas décomposée, il faut en conclure que l'attraction d'une partie de l'acide pour le métal et l'oxigène, est plus foible que l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène, et l'emporte sur celle de l'azote au mieux du gaz nitreux pour l'oxigène.

Mais lorsque l'attraction d'une partie de l'acide pour ~~l'azote et le~~ le métal et l'oxigène est assez forte pour désoxigéner entièrement une partie de l'azote; alors se présentent deux nouvelles affinités; l'une celle de l'azote pour l'hydrogène tendante à séparer ce corps de l'oxigène, l'autre celle de l'acide nitrique pour l'ammoniaque tendante à le faire rester à ~~l'~~ son état d'acide nitrique; Dans ce cas l'Eau doit donc ~~être~~ devenir plus facile à décomposer que l'acide nitrique, et il s'en décomposera une qté telle, que l'hydrogène de cette qté neutralisera l'azote mis à nud.

Voici donc ce qui se passe dans l'action de l'acide nitrique sur le Zinc par exemple.

Une partie de l'acide nitrique ~~s~~'est décomposée ainsi qu'une partie de l'Eau; l'oxigène de ces deux corps oxide le métal. l'azote et l'hydrogène s'unissent pour former de l'ammoniaque. Une autre partie de l'acide nitrique se combine à l'ammoniaque formée et une troisième au métal oxidé, de sorte qu'après l'action la liqueur contient 2 nitrates.

Nous avons dit que pendant l'action de l'acide nitrique sur les métaux la température étoit altérée. on en sent facilement la raison; l'oxigène passant de l'acide dans un oxide ~~et [illegible]~~ d'un état peu condensé ~~dans~~

Métaux

57e Leçon.

Action de l'Acide Muriatique Oxigéne

à un état de plus grande condensation, doit abandonner beaucoup de calorique.

Action de l'Acide Oxi-Muriatique.

L'acide oxi-muriatique attaque avec ~~une grande~~ force tous les métaux parceque ses deux élements séparés ont une grande tendance à s'y combiner.

L'action varie suivant la combustibilité du métal et selon que l'acide est gazeux ou dissous dans l'Eau. Lorsqu'on projette ~~un métal~~ de l'arsenic, de l'antimoine ou tout autre métal très combustible en poudre, dans du gaz acide muriatique oxigéné, il en absorbe l'oxigène et l'acide muriatique avec tant de rapidité, qu'outre le Calorique il se dégage une vive lumière. aussitôt une vapeur très épaisse du muriate métallique formé, se produit dans le vase, et se condense contre ses parois.

Si on prend l'acide en dissolution dans l'Eau, et qu'on y delaye un métal en poudre, il s'y dissolvera très promptement, mais le dégagement de Calorique ne sera pas sensible. L'or lui même ~~en feuilles~~ mis en feuilles dans l'acide muriatique oxigéné s'y dissout ~~très promptement~~ en quelques instants. L'acide nitro-muriatique contenant comme on le sait de l'acide muriatique oxigéné, et même en contenant une bien plus grande q^té que la dissolution aqueuse de cet acide, doit encore avoir une action plus prompte sur l'or; aussi est-ce lui

379

que l'on employe toujours dans les arts pour dissoudre
l'or et le Platine. dans cette dissolution, l'acide muriatique
oxigéné cède son oxigène au métal. le métal oxidé se
combine à l'acide muriatique mis à nud. l'acide nitreux
autre principe de l'acide nitro-muriatique se dégage.
Si au lieu d'employer de l'acide nitro muriatique et de l'or par
exemple, on fait dans un verre un mélange de feuilles
d'or, d'acide nitrique et d'acide muriatique, ces deux acides
concentrés; il est évident, quoique ces acides séparés n'attaquent
pas l'or, que leur mélange devra le dissoudre promptement;
car comme on le sait aussitot que les acides nitrique
et muriatique concentrés sont mis en contact, il se forme
de l'acide muriatique oxigéné.

Mais ce ~~que~~ qui ne paroit pas aussi facile d'abord à expliquer,
c'est ce fait, que si au lieu d'employer l'acide nitro muriatique
ou les acides nitrique et muriatique concentrés, on mêle
ensemble à froid ces deux derniers acides étendus d'eau
et des feuilles d'or, ces feuilles ne s'en dissolveront
pas moins, et même assez promptement. Il est certain
que dans ce cas les acides nitrique et muriatique n'ont pas
le tems d'agir l'un sur l'autre, et qu'ils sont dans la liqueur
~~de l'Etat~~ telsqu'on les a mis. Comment donc
expliquer ce fait?
Pour cela, observons que puisque l'acide nitrique seul
n'attaque pas l'or, on peut dire que l'attraction

combinée de cet acide pour l'or et l'oxigène, ne l'emporte pas sur l'attraction du gaz nitreux pour l'oxigène et encore moins sur celle de l'hydrogène pour l'oxigène de l'eau contenue dans l'acide.

Demême puisque l'acide muriatique seul n'attaque pas l'or on peut dire que l'attraction de cet acide pour l'or et l'oxigène est moins forte que celle de l'hydrogène pour l'oxigène.

Mais mêlez toutes ces forces ensemble; n'est il pas possible que l'attraction de l'acide muriatique pour le métal et l'oxigène quoique moins forte que celle de l'hydrogène pour l'oxigène, se trouve être plus forte que l'attraction du gaz nitreux pour l'oxigène? et il faut bien qu'il en soit ainsi, puisque dans le mélange ci dessus supposé il n'y a que de l'or de l'acide nitrique et de l'acide muriatique, que l'or s'oxide, qu'il se dégage du gaz nitreux, et qu'il se forme du muriate d'or.

Action de l'acide Muriatique

Action de l'Acide Muriatique.

Nous allons d'abord considérer cet acide gazeux et tel qu'on le retire des muriates. il n'est pas encore ~~certain~~ prouvé que ce gaz soit une combinaison d'acide muriatique sec et d'eau, mais il est certain qu'en exposant à une lumière diffuse, un mélange à parties égales en volume

de gaz hydrogène et de gaz muriatique oxigéné, les deux gaz se combinent, il ne se dépose pas d'Eau, et on trouve dans le vase du gaz acide muriatique simple, ou tel qu'on l'a toujours retiré des muriates. ce fait bien établi, nous pouvons considérer le gaz acide muriatique comme une combinaison d'acide muriatique, d'hydrogène et d'oxigène, et déja on peut prévoir qu'il doit avoir peu d'action sur les métaux, car l'acide muriatique ne contient pas d'oxigène par lui même, et l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène ne peut être vaincue que par les métaux les plus combustibles. Il n'y a que quatre métaux qui soient attaquables par ~~le gaz~~ l'acide muriatique gazeux ou dissous dans l'Eau; ces métaux sont le manganèse, le Zinc, le fer et l'Etain; les autres ne le sont que peu ou pas; le Cuivre l'est un peu.

Lorsqu'on fait passer du gaz acide muriatique sur du fer exposé dans un tube de porcelaine à la Chaleur d'un fourneau, le fer s'oxide, se combine à l'acide ~~muriatique~~ forme un muriate de fer; L'hydrogène de l'acide se dégage par l'Extrémité du tube. ~~lorsque l'acide~~ on en obtient la moitié en volume du Gaz acide muriatique qui a disparu.

Pour que l'acide muriatique soit complettement décomposé, il faut avoir soin de ne le faire arriver que très lentement, et il faut aussi que le fer ne soit qu'au rouge cerise, car lorsqu'il est chauffé jusqu'à l'Incandescence, ~~il se~~ il ne décompose très peu d'acide....

cette dernière observation resulte d'Experiences dernierement faites par mr Berthollet fils, ce jeune Chimiste a fait voir, que lorsque dans l'appareil donné par lavoisier pour la décomposition de l'Eau, on fait passer cette Eau sur du fer Incandescent, ~~il n'y a pas de décomposition, tandis qu'elle~~ elle n'est pas décomposée, tandis qu'elle l'est entièrement lorsque le fer est seulement rouge cerise.

On explique cette différence, en remarquant que l'Eau est formée de deux corps gazeux dont par conséquent l'élasticité augmente considérablement par le calorique. lors donc que ~~est~~ le fer est à peine rouge, la chaleur suffit ~~est suffisante pour~~ à écarter assez les molécules d'oxigène de celles d'hydrogène, pour que l'attraction du fer pour l'oxigène l'emporte sur celle de l'hydrogène, lequel d'ailleurs a une très grande attraction pour le calorique.
mais lorsque le fer est Incandescent, l'élasticité de l'oxigène se trouve trop accrue, elle l'emporte sur son attraction pour le fer, et l'oxigène suit l'hydrogène sans s'en séparer.
D'après cette Explication, on ~~peut~~ concevoir un Tube dans lequel on décomposeroit et on recomposeroit l'Eau. pour cela on mettroit de l'oxide de fer dans l'endroit du tube le plus exposé au feu. entre cet endroit et l'extremité par laquelle l'Eau arrive, on mettroit de la Tournure de fer. L'Eau se decomposeroit d'abord sur ce fer et y laisseroit son oxigène, mais l'hydrogène trouvant plus loin de l'oxide de fer

à une température extrêmement élevée, lui enleveroit de l'oxigène et reformeroit de l'Eau. de sorte qu'on trouveroit de l'oxide de fer en place du fer employé, et du fer en place de l'oxide.

Action des autres acides.

Les acides fluorique et phosphorique; du 1er des quels, on ne peut assurer avoir retiré de l'oxigène, et dont dans le 2d l'oxigène tient fortement au radical, agissent sur les métaux à la manière ~~de acide~~ l'acide muriatique, c'est à dire qu'ils ne s'y combinent qu'autant que l'attraction composée de l'acide pour le metal et l'oxigène l'emporte sur l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène de l'Eau contenue dans l'acide. (1)

Les acides Boracique et carbonique dissous dans l'Eau attaquent de même à la longue le fer, le Zinc et le Manganèse

8e Leçon
Action des Bâses Salifiables

Action des Bâses Salifiables.

Les Métaux ne peuvent se combiner aux bâses salifiables, qu'autant qu'ils sont à l'Etat d'oxide, et jamais à l'Etat métallique; de là on peut conclure que l'action des Bâses salifiables sur les métaux doit être très foible. en effet il n'y a que le Zinc et l'Etain qui sont très combustibles et dont ~~leur~~ les oxides ont une assez forte attraction pour la Potasse et l'ammoniaque, qui puissent se dissoudre dans ces alcalis en décomposant l'Eau

(1) quelle seroit par la fusion, l'action des acides phosphorique et Boracique vitreux, sur les métaux?

qu'ils contiennent. L'ammoniaque dissout aussi le cuivre.

Si au lieu de prendre les métaux à l'Etat métallique, on les prend à l'Etat d'oxide alors un grand nombre pourront se dissoudre dans les alcalis; c'est ainsi que par la suite nous verrons les oxides de Zinc et d'argent être solubles dans l'ammoniaque; ceux de plomb et d'antimoine se dissoudre dans la potasse &c.

Les Bases salifiables et surtout les alcalis ayant en général plus d'affinité pour les acides, que les oxides métalliques, on peut presque toujours décomposer les dissolutions métalliques par les alcalis. ainsi si on verse de la potasse, ou de la soude dans une dissolution de Manganèse, il s'y formera un ppté blanc noircissant à l'air. dans une dissolution d'argent ces mêmes alcalis donneront un ppté violet, et dans une dissolution de cuivre un ppté bleu soluble dans un excès d'alcali et surtout dans un excès d'ammoniaque.

Quelquefois les alcalis ne ~~décomposent pas le sel~~ précipitent pas l'oxide de sa dissolution, parce qu'ils peuvent se combiner en sel triple avec le sel métallique surtout lorsque celui ci est avec excès d'acide. telle est l'action de l'ammoniaque sur le nitrate d'argent et le sulfate de Manganèse

D'autres fois le ppté que l'on obtient n'est pas de l'oxide pur, ~~mais~~ il contient en outre une

certaine qté du Sel métallique non décomposé, et peut être regardé comme un Sous-Sel. cela arrive assez ordinairement lorsqu'on n'ajoute aux dissolutions métalliques que la qté d'alcali Necessaire pour Saturer l'acide de ces dissolutions; c'est pourquoi ~~par~~ lorsqu'on veut obtenir un oxide pur par précipitation, il faut toujours se Servir d'un alcali qui n'ait pas la ppté de le rédissoudre et en mettre un excès.

Quelquefois aussi on n'obtient pas les oxides, en les précipitant par un alcali, de la même couleur qu'ils ont lorsqu'ils sont secs. tel est l'oxide de cuivre qui est bleu lorsqu'il vient d'être precipité et qui devient brun en séchant. on a reconnu que le 1er état de cet oxide et des autres qui peuvent se trouver dans le même cas, étoit un état de combinaison avec une certaine qté d'Eau, et en consequence quelques Chimistes les désignent dans cet état sous le nom d'*hydrates*

Action des Sels.

Les Sels n'ont pas d'action à froid sur les métaux; mais à une température convenable il y en a qui peuvent se décomposer et céder leur oxigène à ceux des métaux qui sont facilement combustibles.

C'est ainsi que tous les Sulfates chauffés avec le fer et le cuivre, oxident ces métaux et se changent en Sulfures.

L'action des Nitrates et surtout celle du nitrate de Potasse est plus prompte: à la chaleur rouge -

l'azote se dégage, le métal s'oxide et souvent se combine à la potasse. c'est ainsi qu'on peut enflammer dans un creuset l'antimoine et le Zinc mélangés au nitrate de potasse.

Le Muriate Suroxigéné de potasse attaque encore plus vivement les métaux. lorsqu'on frappe fortement un mélange de ce sel avec un métal, le métal brûle avec ou sans détonation suivant que l'oxide formé est ou n'est pas volatil.

La plus part des autres sels sont sans action sur les métaux, mais il en est un x que l'on emploie avec avantage dans les essais de docimasie pour reconnoître les métaux x dont nous allons parler.

ce sel est le sous borate de soude. il est très fusible vitrifiable et facilite singulièrement la fusion des oxides Métalliques alors il les dissout et se colore diversement selon les oxides employés.

On peut faire cette expérience dans un creuset; on y fait fondre le borax, ensuite on y projette l'oxide à essayer, et on agite. lorsque le tout est bien rouge et bien fondu, on coule le verre formé sur un corps froid.

C'est ainsi que le Chrôme colore le Borax en vert d'Émeraude
le Cobalt ——— en bleu
le fer ——— en vert-bouteille
le Manganèse ——— en violet

87.

mais lorsqu'on doit essayer un minéral précieux, ou dont on n'a qu'une petite qté, le moyen que nous venons d'indiquer est impraticable, alors on creuse un charbon, on y met du borax en poudre ; on dirige dessus la flamme d'une lampe au moyen d'un chalumeau ; lorsque le borax est fondu on y ajoute la substance métallique, on chauffe encore, on laisse refroidir et on examine la couleur du verre.

Si maintenant nous considérons l'action des sels sur les métaux à l'état de dissolution dans les acides nous verrons que dans une infinité de cas il y a décomposition, et formation de sels métalliques insolubles en effet tous les phosphates métalliques de même les phosphites, fluates, borates, carbonates, arseniates, arsenites, chromates, et molybdates sont insolubles.

Lors donc qu'on voudra former tous ces sels, il suffira de traiter une dissolution métallique, par exemple celle d'un nitrate, car tous les nitrates sont solubles, par les phosphates, borates &c. de potasse ou de soude, qui sont aussi solubles, de sorte que comme d'une part il pourra en résulter un nitrate alcalin soluble et un phosphate ou un borate &c métallique insoluble, la double décomposition aura toujours lieu.

Ainsi en mêlant une dissolution nitrique de cobalt avec une solution de phosphate de soude, il se formera du nitrate de soude soluble et du phosphate de cobalt

d'un très beau bleu qui se précipitera ; mais il n'en seroit pas de même des autres genres de sels métalliques on pourroit bien faire par double décomposition le sulfate de plomb, le muriate d'argent et celui de mercure au minimum, mais on ne pourroit se procurer les sulfates de fer et de cuivre et les muriates de cuivre et de cobalt, par exemple, qui sont solubles

On peut assimiler à ces décompositions, celles qui sont opérées par les sels^x^ à acides végétal ou animal.

x de Potasse ou de Soude x

c'est ainsi qu'on peut faire presque tous les malates métalliques qui sont insolubles, quelques citrates &c

C'est encore ainsi qu'au moyen du Prussiate de potasse on fait ~~tous~~ les prussiates métalliques qui sont tous insolubles, et dont les couleurs caractérisées et constantes pour chaque métal servent à en faire reconnoître un grand nombre.

Prenons pour exemples

le plomb que le prussiate de Pot. ppte en Blanc
le Cuivre ... en Brun marron
le Cobalt ... en vert
le fer ... en blanc bleuâtre, ou en bleu Indigo, ou en bleu très foncé selon ses trois degrés d'oxidation.

Passons à l'action qu'exercent sur les dissolutions métalliques, des composés analogues aux sels ; ce sont les hydrosulfures, et auparavant ~~d'eux~~ examinons

aussi l'action de l'hydrogène sulfuré.

Lorsqu'on verse de l'hydrogène sulfuré dans une dissolution métallique, ou il est décomposé ou il ne l'est pas.

Dans le premier cas qui est presque général l'hydrogène s'empare de l'oxigène de l'oxide et forme de l'eau; le métal se combine au soufre, le sulfure se ppte; l'acide du sel métallique reste dans la liqueur.

Cette décomposition de l'hydrogène sulfuré est facile à comprendre.. on se rappelle que nous avons dit, que si l'hydrogène et l'oxigène ne se combinoient pas à l'état gazeux, cela tenoit à l'écartement de leurs molécules qui rendoit nulle l'attraction. mais si on les prend à l'état liquide, comme ils le sont, l'un dans l'hydrogène sulfuré, et l'autre dans la dissolution métallique, alors ils se combineront très facilement, et ils le feront toutes les fois que l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène jointe à celle du soufre pour le métal, l'emportera sur l'attraction de l'acide pour le métal et l'oxigène. telle est la manière dont l'hydrogène sulfuré se conduit avec les dissolutions de cuivre, de plomb, de mercure d'argent &c &c.

Mais si on prend les dissolutions de quelques métaux très combustibles, et dont les oxides tiennent fortement aux acides, telles sont les dissolutions de fer de zinc, de manganèse, de Nickel et de Cobalt, alors elles ne seront pas décomposées par l'hydrogène sulfuré, parceque l'attraction composée de l'acide du métal et de l'oxigène l'emportera sur celles de l'hydrogène pour l'oxigène

et du soufre pour le Métal.

Lorsqu'on verse de l'hydrogène sulfuré dans une dissolution d'antimoine ou d'Etain, on obtient un ppté mais qui n'est pas comme dans les cas précédents un ~~sulfure oxidé~~ simple sulfure. ici l'hydrogène sulfuré n'a été que peu ou pas altéré, il s'est combiné à l'oxide tel qu'il étoit ou légèrement désoxigéné, et a constitué un hydrosulfure métallique. L'acide a été mis à nud.

Si l'hydrogène sulfuré ne décompose pas les dissolutions de fer de manganèse &c. surtout lorsque ces dissolu-tions sont avec excès d'acide, il les décomposera ainsi que toutes les autres, si on l'emploie combiné à la potasse; cela est facile à expliquer; car l'attraction de l'acide pour le métal oxidé a alors contre elle, l'attraction de l'hydrogène pour l'oxigène, celle du soufre pour le métal et celle de la base alcaline pour l'acide.

Les couleurs qu'affectent les sulfures métalliques obtenus par l'hydrogène sulfuré et les hydrosulfures, fournissent plusieurs caractères spécifiques qui aident à reconnoître les métaux dans leurs dissolutions.

La Chimie possède encore à cet effet, un réactif très utile dans le tannin principe immédiat des végétaux qui existe en grande qté dans la noix de Galle. ce principe a une grande tendance à se combiner aux oxides métalliques, il décompose toutes leurs

et forment des ppté qui varient par leur couleur. les dissolutions de mercure traitées par l'Infusion de noix de galle donnent un ppté rouge. celles de fer au maximum un ppté noir; celles du même métal au médium un ppté bleu, celles au minimum un ppté lie-de-vin, enfin les dissolutions de titane donnent un ppté rouge de sang.

Il nous reste pour completter l'action des sels sur les métaux et l'histoire générale des corps métalliques, à parler de l'action des sels métalliques eux mêmes sur les métaux.

Lorsqu'on plonge une lame de Zinc bien décapée dans une dissolution d'acétate de plomb; ce sel est décomposé, le Zinc s'empare de son oxigène et de son acide, le plomb se ppte et bientôt recouvre toute la surface du Zinc. cette chose comme on pourroit le penser, devroit arrêter la précipitation, mais il n'en est pas ainsi et, le plomb ppté sur le Zinc sert de base à une belle végétation de plomb métallique, que l'on nommoit autrefois arbre de Saturne.

L'Explication de ce phénomène tient à l'Etude du fluide galvanique, nous ne la donnerons pas ici.

Lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans une dissolution de nitrate d'argent, ce dernier métal, est ~~[illegible]~~ réduit à l'Etat métallique, précipité et forme aussi une ~~vég~~ arborisation à laquelle on donnoit autrefois le nom d'arbre de Diane.

Une lame de fer plongée dans une dissolution de cuivre, en ~~précipite~~ réduit de la même manière le cuivre qui se ppte sur toute sa surface et lui communique sa couleur rouge.

Mr Gay-lussac ayant examiné avec attention ces Phénomènes, remarqua que pendant qu'ils avoient lieu, il ne se dégageoit aucun gaz, et que la liqueur gardoit le même état d'acidité; d'où il a conclu que lorsqu'un métal en précipite un autre de sa dissolution, il trouve dans cette dissolution les quantités d'oxigène et d'acide qui lui sont nécessaires pour s'y dissoudre.

Mais tous les métaux sont bien loin en s'oxidant d'absorber une égale quantité d'oxigène; ainsi par exemple le Zinc pour s'oxider, peut en exiger deux fois plus que le plomb. admettons cette supposition et plongeons une lame de Zinc[x] dans une dissolution d'acétate de plomb suffisante pour la dissoudre entièrement. il est évident que cette lame de Zinc fera précipiter deux onces de plomb. or cette once de Zinc qui pour ainsi dire sature l'oxigène de deux onces de plomb, en sature également l'acide; il faut en conclure que l'oxide de Zinc qui contient une qté d'oxigène double de celle de l'oxide de plomb, peut saturer une qté double d'acide.

x d'une once

Tous les métaux qui ayant plus d'affinité que d'autres pour l'oxigène et les acides, les précipitent de leurs dissolutions, offrent les mêmes résultats; de sorte que Mr Gay lussac en a conclu que plus les oxides métalliques contenoient d'oxigène, plus ils pouvoient saturer d'acide.

Nº. on a oublié de mettre ici la Classification des Métaux, et on l'a reportée à la fin page).

393

59e Leçon

Arsenic.

De L'arsenic.

L'arsenic est très commun dans la nature. il est rarement à l'Etat natif, fréquemment combiné aux métaux, quelquefois à l'oxigène et souvent au soufre. enfin on le trouve quelquefois saturé d'oxigène à l'Etat d'acide arsenique et combiné à une base salifiable ou à un oxide métallique.

On est bien loin d'exploiter toutes les mines d'arsenic, et même on en exploite aucune directement dans la vue d'en extraire l'arsenic : on obtient toujours ce métal comme produit secondaire d'opérations dont le but principal est de se procurer d'autres métaux.

Extraction.

C'est de la Saxe principalement que nous vient l'arsenic ; on l'extrait d'une mine de cobalt arsenicale qui y est très abondante.

On met le Minerai concassé au milieu d'un four ~~constru~~ construit à peu près comme ceux de nos boulangers, d'un coté on met le feu, à l'opposé se trouve la cheminée que l'on termine par un long canal horisontal.

On chauffe fortement. l'arsenic est très volatil et très avide d'oxigène ; il se volatilise donc, s'oxide en raison du courant d'air qui est continuellement entretenu dans le fourneau, et comme l'oxide formé est lui même volatil, il est porté jusques dans la cheminée ~~d'où il~~ sur les parois de laquelle il se concrète.

Pour retirer l'arsenic de cet oxide que d'autres chimistes rangent au nombre des acides sous le nom d'acide arsenieux, on peut se contenter de le chauffer avec du charbon, car la température à laquelle la décomposition

Arsenic

pourroit avoir lieu est plus que suffisante pour volatiliser l'acide. il faut donc en même tems qu'un corps combustible présenter à l'acide un corps qui puisse le fixer. c'est ce qu'on fait au moyen du savon qui comme on le sait est un composé d'alcali et d'huile. on en fait ~~avec deux~~ avec de l'acide arsenieux un mélange que l'on introduit dans une cornue de terre. on ~~dese~~ ferme la cornue au moyen d'un tube qui va plonger dans l'eau et on la chauffe. d'abord l'acide décompose le savon, s'empare de son alcali et forme un arsenite qui est fixe. bientot après l'huile se décompose, son hydrogène et son carbone s'emparent de l'oxigène de l'acide du sel, l'arsenic reduit à l'état metallique se volatilise et vient se sublimer en masse dans le col de la cornue.

Propriétés

L'arsenic est en masse grise, lamelleuse, très brillante. il est très cassant, pèse 5,72 — 5,76. il a une saveur très sensible et communique aux mains une odeur désagréable.

Il se ternit promptement à l'air et forme un oxide noir à sa surface. chauffé dans un vaisseau fermé il se sublime sans altération, mais chauffé avec le contact de l'air il se répand en vapeurs blanches qui ont une forte odeur d'ail. ces vapeurs sont de l'acide arsenieux formé par la combinaison du métal avec l'oxigène de l'air.

L'arsenic peut se combiner à trois corps combustibles, l'hydrogène, le Phosphore et le soufre. on n'a pas encore essayé avec le bore.

Hydrogène Arseniqué.

Pour combiner l'hydrogène à l'arsenic, il faut presenter celui ci très divisé à l'hydrogène prêt à passer à l'état gazeux. à cet effet, on fait un alliage de trois parties d'Etain et d'une partie d'arsenic. on opère cet alliage dans un creuset à une douce chaleur, il est très cassant. on le pulvérise et on le traite par de l'acide muriatique + liquide qui au moyen de l'Eau qu'il contient oxide et dissout l'Etain. L'arsenic mis à nud et très divisé rencontre de l'hydrogène prêt à devenir gazeux, il s'y combine et partage avec lui son état aëriforme.

Le Gaz hydrogène arsenicé est Invisible, a une odeur Infecte, et est un poison des plus violents. il dépose une grande qté d'arsenic pendant sa combustion. on dit qu'il se liquéfie à − 32°. ce qui est possible, et ce qui prouveroit que la force qui unit ses élements est très grande.

Phosphure d'Arsenic

Pour former le Phosphure d'arsenic, on chauffe dans une cornue, pour le priver du contact de l'air un mélange de Phosphore et d'arsenic. ce Phosphure, ~~est~~ s'altère très facilement à l'air; on le conserve sous l'Eau.

Sulfures d'Arsenic

Le Soufre se combine en plusieurs proportions avec l'arsenic et forme des sulfures qui diffèrent par leurs propriétés.

25 Parties de Soufre et 75 d'arsenic chauffées dans une cornue, donnent un sulfure rouge si fusible que lorsqu'il est encore liquide, on peut tenir la cornue dans les mains.

43 Parti: de Soufre et 57 d'arsenic chauffées de la même

Arsenic

manière donnent un sulfure jaune, cristallisable en lames de couleur d'or et d'un reflet superbe.

on nommoit autrefois le sulfure rouge réalgar, et le jaune orpin ou orpiment. on a cru pendant longtems qu'ils devoient leurs ~~différentes~~ propriétés différentes à deux proportions diverses d'oxigène qu'il contenoient, mais on sait aujourd'hui qu'ils ne contiennent pas d'oxigène. il faut donc attribuer leur différence à la proportion du soufre.

L'arsenic en se combinant aux métaux, partage avec le soufre la propriété d'augmenter la fusibilité de ceux qui sont réfractaires et de la diminuer dans ceux qui sont bien fusibles.

Action des Acides

Action des acides.

L'acide sulfurique concentré n'a aucune action à froid sur l'arsenic. à chaud il se décompose dégage du gaz acide sulfureux et acidifie le métal.

L'acide nitrique est subitement décomposé par l'arsenic et le change en acide arsenieux puis en acide arsenique

L'acide muriatique à chaud attaque l'arsenic, en dissout un peu, et dégage du gaz hydrogène arseniqué. cette dissolution est moins ~~un~~ muriate d'arsenic qu'une simple solution d'oxide blanc d'arsenic dans l'acide muriatique, car en l'évaporant, on obtient des cristaux non de muriate d'arsenic, mais d'oxide d'arsenic.

L'arsenic projetté en poudre dans du gaz acide muriatique oxigéné, brule avec dégagement de lumière et de calorique, il se forme du muriate d'arsenic. ?.

397.

L'acide nitro muriatique dissout l'arsenic; il se dégage du gaz nitreux et il se forme un muriate d'arsenic ??.
Les autres acides n'ont pas une action bien remarquable sur l'arsenic.

Action des Sels.

Action des Sels.

Le nitrate de potasse mêlé avec de l'arsenic en poudre et projetté dans un creuset rouge, est décomposé. l'arsenic se combine à l'oxigène de l'acide nitrique et forme de l'acide arsenique qui s'unit à la potasse il reste donc dans le creuset de l'arseniate de potasse.

Le muriate suroxigéné de potasse mêlé avec de l'arsenic en poudre, détonne par la percussion. il se forme de l'acide arsenieux à la volatilité duquel est probablement due la détonnation.

Acide Arsenieux

Acide arsenieux

il s'obtient des mines arsenicales de cobalt; il est en masses blanches à demi vitrifiées transparentes. par le contact de l'air, la surface de ces masses se ternit et devient opaque, ce qui est dû à l'humidité qui est absorbée, car le poids de la masse est augmenté, et en la chauffant très moderement on lui rend sa transparence. (?)

On pourroit donc distinguer deux sortes d'Efflorescence. l'une, qui a lieu pour les corps dont les particules d'abord séparées par l'Eau, se sont ensuite réunies en conservant entr'elles une couche d'Eau, est due à la perte d'une partie de cette Eau; l'autre, qui est particulière à plusieurs matières vitrifiées, comme l'acide arsenieux, l'acide Boracique, le Borax fondu, le verre mal fait, est due à l'absorbtion

d'une petite q^té d'humidité.

L'acide arsenieux a une saveur stiptique très forte. c'est un poison violent. il est plus soluble dans l'Eau à chaud qu'à froid, ~~et~~ est facilement cristallisable par le refroidissement, rougit très foiblement la teinture de tournesol et se combine à toutes les Bâses salifiables. il forme avec la potasse la soude et l'ammoniaque des sels déliquescents; tous les autres arsenites sont insolubles ce qui offre un moyen de les faire par double décomposition.

En versant dans une dissolution de sulfate de cuivre, de l'arsenite de potasse il y a échange de Bâse et précipitation d'arsenite de cuivre aussi connu sous le nom de <u>vert de Scheele</u>. il est d'un très beau vert et employé en peinture. Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique ~~ou~~ muriatique dans une dissolution concentrée d'arsenite de potasse, il y a une si grande q^té d'acide arsenieux qui se ppte, que la liqueur se prend en masse.

Lorsqu'on verse dans de l'arsenite de potasse du sulfure hydrogéné de potasse et ensuite un acide quelconque, il se forme un très beau précipité d'Orpiment.

Ce resultat est facile à expliquer. d'abord, lorsqu'on mêle l'arsenite et le sulfure hydrogéné de potasse, ces deux sels ayant même bâse, n'agissent pas l'un sur l'autre. mais lorsqu'on verse dans la liqueur de l'acide muriatique par exemple, cet acide s'empare de la potasse des

deux Sels, le Soufre hydrogéné se trouve en contact avec l'acide arsenieux, l'hydrogène s'empare de l'oxigène, le Soufre se combine au métal et le Sulfure formé se pp^te.

Acide Arsenique

Acide arsenique

On obtient de l'acide arsenique très pur en traitant dans une cornue, une partie d'arsenic par huit parties d'acide nitrique. on adapte un récipient. on chauffe, on recohobe l'acide nitrique non décomposé qui est passé dans le récipient on chauffe de nouveau et on évapore à siccité.

On obtient l'acide arsenique plus promptement en employant de l'acide nitromuriatique en place d'acide nitrique.

L'acide arsénique est très caustique, il est beaucoup plus soluble que l'acide arsenieux et est parconsequent plus vénéneux.

à l'air, il est déliquescent; au feu, il se fond; trop chauffé, il se décompose en oxigène et acide arsenieux.

Il précipite à peine par l'hydrogène sulfuré, rougit assez fortement le tournesol, et se combine avec toutes les bases.

Tous les arseniates peuvent se faire directement. on peut obtenir plus facilement ceux de soude et de potasse, en chauffant dans un creuset ou dans une cornue de grès un mélange d'acide arsenieux et de nitrate de potasse. on dissout le sel qui se trouve dans le creuset ou dans la cornue, on le fait évaporer la liqueur et on la met à cristalliser.

Les arseniates insolubles se font par double décomposition.

Arsenic

L'acide arsenique et l'acide arsenieux different donc en ce que

L'acide arsenique	L'acide arsenieux
est très soluble.	est peu soluble.
rougit fortement le tournesol	rougit à peine le tournesol
est déliquescent	s'effleurit superficiellement
est fixe au feu, mais décomposable à une très forte chaleur	est volatil et ne se décompose pas au feu.

et en ce que

L'arseniate de potasse est décomposable par l'acide muriatique sans ppté et forme avec le sulfate de cuivre un ppté blanc bleuatre.	L'arsenite de potasse est décomposable par l'acide muriatique avec ppté et forme avec le sulfate de cuivre un ppté d'un beau vert.

60e Leçon

Chrôme

Du Chrôme

Ce Métal a été découvert par Mr Vauquelin en 1797 d'abord dans le plomb rouge de Sibérie qui est un chrômate de plomb, puis dans l'Emeraude à l'Etat d'oxide vert uni à plusieurs terres, enfin dans la Diallage qui doit aussi sa couleur verte à cet oxide et dans le Spinelle qui le contient à l'état d'acide chromique combiné à l'alumine et à la magnésie.

Mr Tassaërt a aussi trouvé le Chrôme dans une mine noirâtre que l'on prit d'abord pour du chrômate de fer (1), mais qui n'est probablement qu'une combinaison de Chrôme et de fer oxidés, car il est très difficile d'en retirer de l'acide

(1) c'est la même mine qui a été trouvée dans le département du Var et analysée par Mr Vauquelin.

Chromique par les alcalis, mais on en obtient facilement du Chromate de potasse en acidifiant le Chrôme par le nitrate de potasse.

Extraction.

C'est de cette mine que l'on retire le Chrôme et l'acide chromique. Pour cela on la pulvérise on la mêle avec une partie et demie nitrate de potasse et on projette le mélange par cuillerées dans un creuset rouge. on chauffe ~~ensuite~~ fortement la masse, au feu de réverbère. le fer passe à l'état d'oxide rouge, le chrôme devient acide Chromique et se combine à la potasse. on casse le Creuset, on pulvérise la masse et on la traite par l'Eau chaude. le Chromate de Potasse se dissout et lui donne une très belle couleur jaune. ~~l'oxide de fer et la silice restent~~ mais outre ce sel l'Eau dissout encore ~~une~~ grande qté de silice au moyen de l'Exès de Potasse formé par la décomposition du nitrate. ~~on filtre la liqueur~~ on sépare l'oxide de fer par le moyen du filtre. on neutralise la liqueur par l'acide nitrique, la silice se précipite. on la sépare également par le filtre. on verse alors dans la liqueur du nitrate de mercure au minimum d'acide et d'oxigène. il y a double décomposition et précipitation d'un Chrômate de mercure Insoluble qui est d'un très beau rouge.

On Décante la liqueur et on lave exactement le ppté. puis on le met dans ~~une~~ capsule avec une qté donnée d'acide muriatique, on y ajoute de l'Eau et on fait bouillir. l'acide muriatique s'empare de l'oxide de mercure au minimum et forme un muriate Insoluble. l'acide Chromique devenu libre se dissout dans la liqueur. on filtre et on fait évaporer.

Chrôme — On pourroit obtenir l'acide chromique cristallisé; mais lorsqu'on veut en retirer le Chrôme on fait évaporer la liqueur à siccité. on forme une pâte de l'acide ainsi obtenu avec du charbon et de l'huile, on introduit cette pâte dans un creuset brasqué et on l'expose à un violent feu de forge.

On peut abréger de beaucoup cette opération. il faut toujours obtenir le Chrômate de Mercure. ensuite on le chauffe fortement dans une cornue. l'acide chromique perd une partie de son oxigène et passe à l'état d'oxide vert de Chrôme; le mercure est entièrement révivifié et volatilisé, de sorte qu'il ne reste dans la cornue que de l'oxide de Chrôme, on le réduit comme nous venons de le dire pour l'acide.

Propriétés — Le Chrôme est très difficile à réduire et encore plus difficile à fondre, car jusqu'à présent on n'a pu l'obtenir qu'en ~~masses~~ petites masses agglutinées et non en culot. Il est d'un blanc gris, très dur et très fragile. on ne connoit pas sa pésanteur spécifique.

Il s'unit en deux proportions avec l'oxigène et produit l'oxide vert de Chrôme et l'acide Chromique

Oxide Vert — L'Oxide vert. se combine se combine à tous les acides et forme des sels qui sont tous colorés en vert. il communique au verre par la fusion une couleur verte très belle et extremement foncée. L'acide nitrique le fait passer à l'état d'acide Chromique.

Acide Chrômique — L'Acide Chrômique s'obtient comme nous l'avons vu en décomposant le Chromate de mercure au minimum

par l'acide muriatique. on peut également décomposer le Chrômate de Baryte ou celui de plomb par l'acide Sulfurique.

De quelque Sel qu'on l'obtienne il faut prendre garde de mettre un excès de l'acide que l'on emploie, parceque cet acide tendant à former un Sel de Chrôme, pendant l'évaporation feroit perdre à l'acide chromique une partie de Son oxigène et le Changeroit ~~en acide chrômique~~ oxide. cet Inconvenient arrive encore plus Souvent avec l'acide muriatique, qu'avec l'acide Sulfurique, par la raison qu'il ~~paroît~~ que l'acide muriatique peut Se combiner avec l'oxigène et former avec lui un corps gazeux.

L'acide Chrômique est Soluble dans l'Eau, Sa dissolution est d'un rouge foncé et peut fournir par l'évaporation des cristaux prismatiques rouges et brillants. il Se combine à toutes les bases Salifiables et forme des Sels plus ou moins colorés en Jaune.

Les Chrômates de potasse de Soude et d'ammoniaque Sont Solubles, tous les autres Sont Insolubles et peuvent par conséquent Se faire par double décomposition.

Tous les chrômates métalliques Sont aussi Insolubles, pour les obtenir il Suffit donc aussi de mêler une dissolution métallique quelconque avec une autre de Chrômate de Potasse

On peut par ce moyen préparer deux Chrômates de plomb, l'un S'obtient ~~de l'acide par la décomposition~~ avec l'acétate acidule de plomb. il est d'un Jaune très ~~riche~~ beau et très Solide, et est préféré au Jaune de naple. l'autre S'obtient avec l'acétate de plomb avec excès d'oxide, il

Chrôme

est lui même avec excès d'oxide, est d'un beau Rouge. c'est du plomb rouge artificiel.

Le chrômate d'argent est d'une couleur orangée Rouge très belle, mais trop peu solide pour pouvoir être employée.

D'après les propriétés du Chrôme de son oxide et de son acide, on voit qu'il est Impossible de ne pas le distinguer de l'arsenic qui est volatil, dont les acides et les sels sont Incolores, et dont les acides traités par l'acide muriatique ne passent pas au vert.

Tungstène.

Du Tungstène ou Schéélin

Schéèle est le premier qui ait retiré ce métal combiné à l'oxigène d'un minéral nommé Tungstène ou mine d'Etain blanche(1): il prouva que ce minéral étoit une combinaison de chaux et d'un acide particulier dont il ne put alors connoître la nature.

Quelque tems après MM. D'Elhuyar Espagnols firent l'analyse d'un autre minéral nommé Wolfram, et le trouvèrent composé de fer et du même acide que Schéèle avoit retiré du Tungstène; mais ils allèrent plus loin et parvinrent à retirer un métal de cet acide.

La plupart des Chimistes ont nommé ce métal Tungstène, du nom du minéral dont Schéèle a retiré l'acide tungstique d'autres pour honorer encore plus la mémoire de ce Chimiste lui ont donné le nom de Schéélin.

depuis on a encore trouvé l'acide Tungstique combiné

(1). on ne lui donnoit ce dernier nom que par erreur, parce qu'on le confondoit avec une variété blanchâtre de la mine d'Etain oxidé.

au plomb et forment un sel jaune lamelleux, mais c'est du Wolfram que l'on retire ordinairement le tungstène parceque c'est la mine la plus abondante.

Extraction

Le Wolfram est une combinaison d'acide tungstique, d'oxide de fer, d'oxide de Manganèse et de silice. on le pulverise, et on le traite par l'acide Muriatique qui dissout tout le fer et le manganèse, et laisse la silice et l'acide tungstique qui est très peu soluble. ce résidu est jaune, on le lave, et on le traite par la potasse la soude ou l'ammoniaque dont on aide l'action par le calorique on se sert ordinairement d'ammoniaque qui ne dissout pas la silice; on filtre la liqueur qui contient ~~le~~ tungstate d'ammoniaque et on y verse de l'acide sulfurique qui s'empare de l'ammoniaque et ppte l'acide tungstique. Cette pption ne se fait pas bien facilement, car tant que l'acide sulfurique ne se trouve pas en excès il se précipite une poudre blanche qui est un composé ~~d'ammoniaque~~ d'acide tungstique d'ammoniaque et d'acide sulfurique, et ce n'est qu'en mettant un assez grand excès d'acide sulfurique et en faisant bouillir la liqueur, que le sulfate d'ammoniaque se sépare de l'acide tungstique qui est insoluble et que celui ci prend la couleur jaune qui lui est propre.

On obtient plus facilement l'acide tungstique en décomposant le tungstate d'ammoniaque, par le nitrate de Chaux, et traitant ensuite le ppté qui se forme et qui est du tungstate de Chaux par l'acide nitrique. le nitrate de Chaux se forme et se dissout facilemt

Tungstène

l'acide Tungstique retté.

On reduit ensuite cet acide au moyen de l'huile et du noir de fumée dans un creuset brasqué. il faut un feu de la plus grande violence pour le reduire, et On n'a pas encore pu fondre le métal en Culot

Propriétés

Le Tungstène tel que nous le connoissons est en petits grains peu adhérents entr'eux et d'un gris d'acier. M.M. d'Elhuyar ont annoncé qu'il pesoit 17,5 et que par-conséquent c'étoit le métal le plus pésant après le platine et l'or. mais comme il n'est pas probable qu'ils ayent pu se procurer ce métal entièrement fondu on peut douter de l'exactitude de leur resultat.

Acide Tungstique

L'acide Tungstique est jaune, très peu soluble, presqu' Insipide, et ne rougit pas la teinture de tournesol; On ne lui a laissé le nom d'acide qu'à cause de ce qu'il peut se combiner aux bases salifiables et aux oxides Métalliques.

Cet acide bleuit par l'acide sulfurique bouillant et Jaunit par les acides Nitrique et Muriatique.

Molybdène

Molybdène

La Découverte de ce Métal est due à Schéele qui retira l'acide Molybdique d'un minéral nommé Molybdène que l'on avoit confondu avant lui avec la plombagine.

Cette mine est noirâtre lamelleuse, tendre, laissant une trace grise métallique sur le papier. c'est un Sulfure de Molybdène contenant un peu de fer

Le Molybdène existe encore à l'Etat d'acide combiné au plomb; mais c'est du Sulfure qu'on le retire ordinairement.

Extraction

Pour cela on introduit ce Sulfure pulvérisé dans une cornue; on y verse 8 parties d'acide nitrique et on distille; on recohobe s'il est nécessaire jusqu'à ce que tout l'acide soit décomposé. Dans cette opération l'acide nitrique est décomposé et cède son oxigène au soufre et au molybdène qui deviennent par là acide sulfurique et acide molybdique. celui ci étant très peu soluble reste au fond de la cornue sous la forme d'une poudre blanche. on le lave avec de l'Eau froide et on le fait sécher.

On réduit l'acide molybdique en le chauffant fortement dans un creuset brasqué après en avoir fait une pâte avec de l'huile et du noir de fumée. (1)

Propriétés

Comme le Chrôme et le Tungstène, le Molybdène est très difficile à fondre; on n'a encore pu l'obtenir qu'en masse agglutinée noirâtre, peu brillante et très friable. en cet état il ne pèse que 6. mais s'il étoit pur peutêtre pèseroit il davantage.

Le Molybdène est susceptible de deux degrés d'oxigénation et peut être de trois; car ~~une grande chaleur le~~ à l'aide d'une forte chaleur on le change en un oxide? Blanc aiguillé qui paroit différer de l'acide Molybdique: cependant comme celui ci il ~~[illegible]~~ devient oxide bleu lorsqu'on le chauffe avec un corps combustible.

Oxide Blanc?

Oxide Bleu

Acide Molybdique

L'Acide Molybdique est blanc aigre et stiptique. il est

---

(1) Pour brasquer un creuset, on forme une pâte de Charbon pulvérisé et de colle, on remplit le creuset avec cette pâte; on fait au milieu un trou au moyen d'un corps quelconque on y met la pâte d'huile et de Charbon contenant le metal à réduire. on recouvre le tout de Charbon, et enfin on ferme le creuset avec son couvercle.

Molybdène

un peu soluble dans l'Eau, rougit le tournesol et mérite parconséquent mieux le nom d'acide que celui du tungstène : on voit du reste qu'il est facile à distinguer des acides métalliques précédents.

Sa Dissolution mise en contact avec une ~~ca~~ lame de Zinc de fer ou d'Etain perd promptement de l'oxigène et se colore en bleu foncé qui est la couleur de l'oxide de Molybdène. cette réduction s'opère également par l'acide sulfureux qui devient acide sulfurique et dissout l'oxide. Les acides sulfurique et muriatique en dégagent une portion d'oxigène et se combinent à l'oxide. enfin les sulfites, les Phosphites et tous les corps capables de se combiner à l'oxigène changent l'acide molybdique en oxide bleu.

L'acide Molybdique est fusible à un grand feu dans un vaisseau fermé, et peut cristalliser par refroidissement chauffé avec le contact de l'air il exhale une vapeur blanche susceptible d'être condensée en aiguilles jaunâtres

Colombium

Colombium

Mr Hatchette chimiste anglois a annoncé avoir trouvé dans un minéral d'amérique un métal particulier au quel il a donné le nom de Colombium en l'honneur de Colomb qui le premier a découverts cette partie du Monde. d'après les propriétés qu'il lui a reconnu il paroît que c'est un métal acidifiable, mais comme jusqu'à présent les experiences de ce Chimiste n'ont pu être répétées, on peut peut encore douter de l'existence du Colombium comme

(409)

5.e Leçon

Titane

métal particulier ; ce qui nous engage à ne pas ~~en dire~~ nous ~~dess~~ y arreter.

Du titane

Le titane ne se trouve qu'à l'état d'oxide ~~dans la~~ ~~cet oxide~~ est pur dans le Schorl rouge, Uni au fer et à la Silice dans la ménacanite et enfin combiné à la Silice et à la Chaux dans un minéral nommé titanite par Klaproth. c'est de ce titanite Silicéo-calcaire que l'on retire le titane.

Extraction.

Pour y parvenir on traite cette mine dans un creuset par du ~~l~~ Souscarbonate de potasse qui d'un coté forme un sel triple Insoluble avec l'oxide de titane, et de l'autre forme avec la Silice une combinaison Soluble dans l'Eau. on pulverise la masse restée dans le creuset, et on la traite par l'eau bouillante pour dissoudre la Potasse Silicée ~~et une grande partie de la Chaux~~. le Carbonate de Potasse et de titane reste avec ~~avec quelque de quelque~~ ~~trace mélé au restant~~ surplus de la chaux et ~~-~~ quelque traces d'oxide de fer qui se trouvent aussi dans la mine. on traite ce résidu par l'acide muriatique qui dissout avec effervescence la potasse la chaux l'oxide de titane et l'oxide de fer. la liqueur est Jaune; on la fait évaporer à siccité, pendant l'évaporation l'oxide de titane se separe de l'acide muriatique et se ppte. on traite le ~~reste~~ produit de cette évaporation par l'Eau qui dissout les muriates de Potasse de Chaux de fer et laisse l'oxide de titane. on reduit celui ci à l'aide de l'huile et du noir de fumée dans un Creuset brasqué.

Cette reduction s'opère à une très haute Chaleur, mais le titane est si Infusible qu'on n'a pas encore pu l'obtenir

1

l'obtenir en globules. il se présente sous la forme d'une masse agglutinée d'un brun noir, ou d'un rouge éclatant ~~[illegible]~~ dans ses lames minces. on ne connoît pas sa pésanteur spécifique.

Pour obtenir le titane en dissolution on se sert de l'oxide de titane préparé comme nous venons de le dire. mais ~~[illegible]~~ cet oxide (de même que la silice ppté qu'on l'obtient souvent de la même manière) a pris une telle cohésion par l'évaporation à siccité, qu'il est devenu ~~[illegible]~~ inattaquable par les acides, de sorte qu'il faut auparavant aviser aux moyens de le diviser.

On y parvient en le traitant de nouveau dans un creuset par le carbonate de potasse. il se forme un carbonate de potasse titané pur que l'on dissout dans l'acide muriatique ou verse dans la liqueur du carbonate d'ammoniaque qui décompose seulement le muriate de titane et en ppte l'oxide à l'état de carbonate; il est alors soluble dans les acides.

Les dissolutions de titane sont incolores et acides (1)

(1) toutes les dissolutions métalliques sont avec excès d'acide, ce qui place les oxides métalliques comme bases salifiables au même rang que la glucine, l'Ittrya et la Zircône. on peut en général précipiter ces dissolutions en leur enlevant leur excès d'acide, ~~[illegible]~~ au moyen d'un alcali; mais il est à remarquer qu'on enlève toujours plus que cet excès d'acide de sorte que le ppté est un sel avec excès d'oxide. (voyez ~~à la page 384~~ du reste page 384. action des alcalis sur les dissolutions métalliques). le nitrate d'argent est peutêtre le seul sel métallique qui puisse être dissous sans excès d'acide.

Titane

elles sont toutes pptées en blanc par les bases salifiables ce qui porte à croire qu'il n'y a qu'un oxide de titane qui est blanc. cet oxide recemment ppté est encore soluble dans les acides mais la dessication le rend insoluble. L'hydrogène sulfuré forme un précipité vert noirâtre dans les dissolutions de titane lorsqu'elles ne sont pas avec un trop grand excès d'acide. le prussiate de potasse y forme un ppté vert qui passe au jaune. l'infusion de noix de galle les ppte en rouge orangé. ces trois sortes de pptés distinguent le titane de tous les autres métaux.

Urane

Urane.

Ce métal a été decouvert par Klaproth en 1789 dans un minéral que l'on nommoit <u>pech blende</u> c.a.d. ~~Pechblende~~ <u>blende de poix</u> parce qu'on le prenoit pour un sulfure de zinc et qu'il avoit le luisant de la poix.

On trouve l'urane sous trois états qui sont

1° <u>l'urane oxidulé</u> c.a.d. combiné à une très petite qté d'oxigène. cet oxide est uni au sulfure de plomb, à l'oxide de fer et à la silice dans la pechblende. sa couleur est brune-noirâtre.

2° <u>l'urane oxidé</u>. jaune cristallisé trouvé en france près d'autun. il est quelquefois d'un beau vert, ce qu'on a attribué au cuivre mais sans preuves.

3° <u>l'urane carbonaté</u> d'un blanc éclatant ou d'un vert pâle. quelquefois d'un vert foncé. il a une structure lamelleuse comme micacée.

Pour obtenir l'Urane on fait dissoudre son oxide jaune dans l'acide sulfurique affoibli on filtre, on décante et on ppte par la potasse. L'on lave le ppté et on le fait secher. on reduit l'oxide ainsi purifié par l'huile et le noir de fumée dans un creuset brasqué. on parvient à opérer cette reduction mais on ne peut fondre le métal.

L'Urane est sous la forme d'une masse agglutinée d'un gris foncé attaquable par la lime et par le couteau.

il est remarquable par la couleur de ses deux oxides dont le moins oxigéné est d'un brun noirâtre, et celui au maximum est jaune; il a une grande attraction pour l'oxigène et il est difficile de faire passer l'oxide jaune à l'état d'oxide brun. ce n'est qu'à l'état d'oxide jaune qu'il est soluble dans les acides. toutes ses dissolutions ont la même couleur et pptent de même par les alcalis. Un excès d'alcali ne peut redissoudre le ppté, ce qui sert à distinguer l'oxide jaune de Titane de l'acide Tungstique qui affecte la même couleur.

L'hydrogène sulfuré ne ppte pas les dissolutions d'Urane. l'hydrosulfure de potasse les ppte en brun, le prussiate de potasse y forme un ppté couleur de chocolat, enfin l'infusion de noix de Galle y forme un ppté d'un vert sombre.

Bismuth

Du Bismuth

Le Bismuth se trouve sous trois états ; natif ; oxidé d'un Jaune verdâtre ; Sulfuré d'un gris quelquefois Jaunâtre et facile à racler au couteau.

Extraction

Ce métal est très facile à obtenir, car on le trouve communément à l'Etat natif, et son oxide est si facile à réduire qu'il suffit de le projetter sur des Charbons ardents.

Pour obtenir le Bismuth en grand, on creuse des fosses que l'on recouvre de Branches d'arbre et de fagots ; on y met le feu et on jette dessus le Bismuth natif ou oxidé préalablement pulvérisés. le métal se réduit se fond et coule dans la fosse. on le fond une seconde fois pour l'avoir en culotte.

D'autres fois on creuse longitudinalement le tronc d'un pin. on remplit la rainure de copeaux et de mine de Bismuth on incline l'arbre audessus d'une fosse et on met le feu aux copeaux. le métal se fond et se rassemble dans la fosse.

Le Bismuth ainsi obtenu contient toujours de l'arsenic ce dont on se convainc en le traitant par l'acide nitrique il se forme une poudre blanche qui refuse de se dissoudre. c'est de l'arseniate de bismuth dont on conçoit facilement la formation.

Propriétés

Le Bismuth pur est très éclatant. il est blanc-Jaunatre et lamelleux. il est assez dur, très cassant, facile à reduire en poudre, pèse 9,82, et se fond à la température de 170° R. c'est par conséquent le plus fusible des métaux solides après l'Etain. la fusion supérieure à 170° Si lorsqu'il a été fondu on le laisse refroidir en repos, et si au moment qu'il est prêt à se solidifier, on crève la Croute supérieure pour faire écouler le liquide restant, on obtient du Bismuth très bien cristallisé en cubes qui étant joints bout à bout à angle droit forment

Bismuth.

des espèces d'escaliers. cette cristallisation est aussi celle du muriate de soude. il faut pour l'obtenir avec le bismuth que ce métal soit entièrement privé d'arsenic et de plomb.

Oxidation

Lorsqu'on tient le Bismuth fondu à l'air et à un feu doux, il se couvre d'une pellicule qui devient grise puis jaune puis verdâtre ou un peu orangée. Lorsqu'on le chauffe fortement, il s'enflamme et dégage des vapeurs blanches d'oxide. cet oxide est facilement fusible et donne un verd jaune verdâtre.

Le Bismuth se combine facilement au soufre. le sulfure est moins fusible que ses deux composants.

L'action de l'acide sulfurique à chaud sur le bismuth est la même que celle qu'il ~~exerce~~ sur les autres métaux. il se dégage du gaz acide sulfureux, et il se forme du sulfate acide de Bismuth qui cristallise en petits cristaux mous aiguillés et décomposables par l'eau.

L'acide nitrique ~~[illegible]~~ dissout très bien le bismuth; il se fait une vive effervescence de gaz nitreux qui devient rutilant à l'air. en évaporant la liqueur, on obtient de très beaux cristaux incolores et acides, qui sont des prismes tetraèdres comprimés à sommets trièdres. ce sel et sa dissolution sont décomposables par l'eau en nitrate très acide de bismuth qui reste dans la liqueur et en nitrate avec excès d'oxide qui est insoluble. c'est ce p[ré]cipité que l'on nommoit autrefois magistère de Bismuth et aussi blanc de fard à cause que les femmes s'en servoient pour se farder. pour le rendre moins caustique, on le faisoit

bouillir avec du carbonate de soude qui lui enlevoit la plus grande partie de son acide ; néanmoins il étoit encore dangereux plus par l'action qu'il pouvoit avoir sur les organes que par la rudesse qui donnoit à la peau.

Un autre inconvenient du blanc de fard, est qu'il noircit sur le champ par l'hydrogène sulfuré ; comme on peut s'en convaincre en versant de l'eau hydrosulfurée dans la dissolution de bismuth pptée par l'eau.

Ces caractères du nitrate de bismuth de précipiter en blanc par l'eau et de passer de suite au noir par l'hydrogène sulfuré distinguent le bismuth de tous les autres métaux.

Quelques charlatans se servent de cette dernière propriété pour faire une encre de sympathie ils ecrivent sur du papier avec de la dissolution nitrique de bismuth ; lorsquelle est séche, elle ne paroit nullement, mais l'écriture devient noire et très lisible en plongeant le papier dans l'hydrogène sulfuré liquide ou même gazeux.

L'acide muriatique concentré n'a pas d'action à froid sur le bismuth ; à chaud il le dissout et dégage du gaz hydrogène qui a une odeur particulière.(1) on peut également faire le nitrate de bismuth en dissolvant son oxide dans l'acide muriatique. ce sel est soluble lorsqu'il contient un grand excès d'acide, il cristallise mal, et est decomposable par l'eau.

Le prussiate de potasse precipite en blanc les dissolutions de bismuth.

---

(1) cette odeur est due à ce que le bismuth est rarement exempt de soufre ou d'arsenic.

62e Leçon

Manganèse.

Du Manganèse.

Le manganèse est un métal extrêmement répandu dans le sein de la terre. jamais jusqu'à présent on ne l'a rencontré à l'état de pureté mais on le trouve très fréquemment à l'état d'oxide noir mêlé à diverses substances comme de l'oxide de fer, du carbonate de chaux, du carbonate de Baryte. c'est même en analysant cette dernière espèce de mine que Sheele ~~ce~~ à qui nous devons la découverte du manganèse découvrit aussi la baryte. on trouve encore mais très rarement le manganèse à l'état d'oxide au minimum, à l'état de sulfure et à l'état de phosphate, de sorte qu'on le retire toujours de son oxide noir.

Extraction

pour y parvenir, on pulvérise cet oxide qui contient presque toujours comme nous l'avons dit du carbonate de chaux, du carbonate de baryte et de l'oxide de fer, on le traite par l'acide sulfurique qui forme deux sulfates de chaux et de baryte insolubles et deux sulfates de fer et de manganèse solubles. il s'agit de separer ces deux ~~sels~~ derniers sels, ce qui est facile vu que ~~l'oxide de manganèse~~ les sels de manganèse comme ceux de magnésie peuvent former des sels triples avec l'ammoniaque. on ajoute donc un excès d'acide sulfurique à la liqueur après l'avoir filtrée; on y verse alors de l'ammoniaque qui précipite l'oxide de fer seul, et qui forme avec le sulfate de manganèse un sel triple qui reste dans la liqueur.

on

on decompose ce sel par la potasse et on obtient l'oxide de manganèse pur. on reduit cet oxide à l'aide de l'huile et du charbon dans un creuset brasqué; mais cette opération est très difficile à faire, en raison de la grande attraction du métal pour l'oxigène et de son peu de fusibilité, car après le platine le manganèse est le plus refractaire des métaux.

Propriétés

On ne peut l'obtenir qu'en globules incohérents pulvérulents d'une couleur grise blanchâtre. on a ~~fixé~~ & cru pouvoir fixer sa pésanteur à 6,85.

il est très cassant, facile à reduire en poudre, et si oxidable à l'air, qu'il faut le conserver sous l'huile. il est probable que cette oxidation progressive à l'air donne naissance à divers oxides, mais on en a seulement déterminé deux.

Oxides

~~Ce~~ Celui au minimum d'oxigène est d'un blanc jaunâtre, il est soluble dans les acides, et existe dans toutes les dissolutions de manganèse. l'autre au maximum est noir, il est insoluble dans les acides, du moins il ne s'y dissout qu'en perdant de l'oxigène et en passant à l'état d'oxide jaunâtre.

Nous disions tout à l'heure qu'il étoit probable qu'il existât d'autres oxides entre les deux que nous venons de nommer, ce qui semble être confirmé par l'expérience suivante.

On chauffe dans un creuset neuf parties de sous-carbonate de potasse melées à une partie d'oxide noir de manganèse. on tient le mélange fondu pendant quelque tems, on laisse refroidir et on a pour produit une

masse verdâtre qui donne dans l'Eau une dissolution de la même couleur. cette liqueur exposée à l'air passe au violet et enfin avec le tems finit par se décolorer entièrement en laissant déposer une très grande qté d'oxide noir de manganèse. cette Substance, à cause des differents changements de couleurs qu'elle éprouve, avoit autrefois été nommée <u>caméléon minéral</u>.

Il paroit que lorsque l'on chauffe l'oxide de Manganèse avec la potasse il se desoxide en partie et devient ~~Soluble~~ alors soluble dans l'Eau à la faveur de cet alcali; et qu'ensuite lorsque la liqueur est exposée à l'air, il reprend de l'oxigène et affecte differentes couleurs suivant la dose qu'il en a absorbée, jusqu'à ce qu'étant entièrement repassé à l'état d'oxide noir il soit devenu insoluble dans la potasse ; alors la liqueur se trouve entièrement décolorée.

L'oxide noir de Manganèse contient plus de la moitié de son poids d'oxigène, mais ~~il est impossible d'en retirer cet oxigène par~~ loin qu'on puisse ~~en~~ retirer la totalité de cet oxigène par l'action du calorique on n'en retire qu'une foible partie; ce qui est facile à prouver en chauffant le plus fortement possible, une livre par exemple, d'oxide de manganèse dans une cornue de grès, on en retire environ quarante pintes de Gaz oxigène, et l'oxide jaunâtre qui reste dans la cornue est encore si ~~oxidé que~~ oxigéné

~~cependant le dissoudre dans l'eau~~ que lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique pour le dissoudre il dégage encore du gaz oxigène. nous avons donné dans nos généralités l'explication de cette difficulté que l'on éprouve à réduire directement les oxides metalliques.

Le Manganèse peut se combiner au soufre et au phosphore. Le Phosphure s'obtient en chauffant fortement dans un creuset un mélange d'acide phosphorique vitreux, de Charbon et d'oxide de manganèse; on conçoit facilement ce qui se passe dans cette opération. on n'a pas tenté d'unir les autres corps combustibles au manganèse. on s'est cependant assuré que le manganèse longtems exposé à l'air et devenu oxide noir, avoit outre l'oxigène absorbé un peu d'azote, et que l'oxigène qu'on en retiroit par le moyen du feu ou des acides contenoit un peu d'azote dans ses premières portions. (1)

Le Manganèse s'allie à plusieurs métaux, mais ses alliages ne nous presentent rien d'Interessant.

Action des Acides

L'acide sulfurique concentré n'a pas d'action à froid sur le manganèse. à chaud il le dissout de la même manière que les autres métaux en dégageant de l'acide sulfureux.

---

(1) Le manganèse n'est pas le seul métal dans ce cas. le mercure que l'on fait passer à l'Etat d'oxide rouge par le procédé de Boyle absorbe aussi un peu d'azote. L'oxide Jaune de plomb pendant la calcination qui le fait passer à l'Etat d'oxide Rouge (minium) offre le même effet, mais à la vérité la q.té d'azote absorbée est presque Imperceptible.

Manganèse

l'acide nitrique et ~~muriatique~~ attaquent et dissolvent le manganèse. le 1er est décomposé; avec le second ce n'est que l'Eau qu'il contient. les acides nitro muriatique et muriatique oxigéné le dissolvent avec une grande promptitude. Enfin tous les autres acides même le Boracique et le Carbonique attaquent à la longue le manganèse.

Mais ce n'est pas ainsi que se font les sels de Manganèse; on se sert à cet effet de l'oxide de manganèse purifié comme nous l'avons dit plus haut au moyen de l'acide sulfurique de l'ammoniaque, et pptè par la potasse. Cet oxide blanc jaunatre est ~~comme nous l'avons deja~~ donné, soluble dans tous les acides, mais ~~lorsque par là~~ il faut se presser de l'employer car par le contact de l'air il repasse à l'Etat d'oxide noir. L'acide muriatique oxigené produit de suite cet effet.

Lorsque cependant on veut dissoudre l'oxide noir dans un acide, comme l'acide sulfurique ou l'acide phosphorique ~~par exemple dans l'acide sulfurique~~, on y parvient encore facilement en les chauffant ensemble dans une cornue. l'oxide perd de son oxigène qui se dégage et qu'on peut obtenir en très grande qté, il devient oxide jaunatre et se dissout. il est facile de concevoir que lorsque c'est l'acide muriatique qu'on emploie au lieu d'oxigène on obtient de l'acide muriatique oxigéné.

~~Les~~ Ces acides jouissent donc de la propriété de ~~desoxi~~ desoxigéner l'oxide noir de manganèse, mais ils le desoxident plus ou moins, car les sels qui en resultent sont tantot

Incolore et tantot Rose, ce qu'il faut attribuer à ce que dans les 1er. l'oxide est entierement au minimum, tandis que dans ceux ci il est à un plus haut dégré d'oxigénation. il y a même un cas dans lequel l'oxide noir de manganèse n'est nullement desoxigéné et a été cependant dissoute, c'est lorsqu'on le délaye à froid dans de l'acide Sulfurique très concentré. la dissolution est très acide et très colorée, l'Eau en précipite de l'oxide noir, et le calorique en dégage de l'oxigène.

Pour hâter l'action des acides Sulfurique et phosphorique sur l'oxide noir, on y ajoute quelquefois une matière végétale comme de la mélasse ou de l'amidon qui par raison de la grande attraction de l'hydrogène et du carbone qu'ils contiennent pour l'oxigène, font passer promptement l'oxide au minimum. Il faut lorsqu'on emploie ce moyen opérer à froid, ou à une très douce chaleur, et se servir d'acide affoibli; car sans cela la décomposition de la matière végétale seroit trop prompte, et la grande qté de gaz dégagée à la fois produiroit une explosion.

Les alcalis fixes décomposent les sels de manganèse et en pptent l'oxide. l'ammoniaque ne les décompose pas du tout lorsqu'ils sont avec excès d'acide, et les décompose en partie lorsque l'excès d'acide n'est pas suffisant. L'hydrogène sulfuré ne les ppte pas. le prussiate de potasse y cause un ppté blanc rosacé

L'oxide de Manganèse sert dans les laboratoires pour obtenir l'oxigène et l'acide muriatique oxigéné;

Il sert aussi dans les verreries à blanchir le verre, d'où lui étoit venu le nom de Savon des verriers il faut pour cet objet l'employer en très petite q^té car autrement il colore le verre en violet.

63e Leçon

Antimoine

De L'antimoine.

Ce métal est un des plus anciennement connus; il est célèbre par les travaux des alchimistes à qui nous devons de le si bien connaître.

L'antimoine se trouve quelquefois natif, rarement oxidé, rarement hydrosulfuré, mais le plus souvent à l'état de sulfure aiguillé ou lamelleux.

Extraction

Il faut pour l'extraire de cette dernière mine, séparer d'abord le sulfure de sa gangue, ce qui est facile en raison de la difference de fusibilité des deux matières. On enfonce un grand creuset en terre, on fait entrer dedans un autre creuset dont le fond est percé de plusieurs trous, on remplit le creuset supérieur de minerai, on le recouvre et on l'entoure de feu; le sulfure fond et coule dans le creuset inférieur où il cristallise en masse aiguillée brillante. la gangue reste dans le creuset supérieur.

On concasse le sulfure obtenu, et on l'étend sur l'âtre d'un four très surbaissé de manière que la flamme et la chaleur du feu placé d'un coté, puissent être réverbérées sur le sulfure en allant chercher la cheminée

qui se trouve ~~d'un autre coté~~ à l'opposé. on chauffe d'abord avec précaution pour ne pas fondre le sulfure ; le soufre se volatilise, en même tems que l'oxigène se fixe sur le métal et rend la matière moins fusible. le produit de cette opération est un oxide d'antimoine sulfuré gris que l'on mêle ensuite avec du tartre brut et que l'on projette dans un creuset rouge. le tartre brut contient de la potasse et un acide qui ainsi que la matière colorante est formé principalement d'hydrogène et de carbône. dans cette opération la potasse doit donc s'emparer du soufre et former du sulfure de potasse en même tems que les principes combustibles réduisent le métal. ce métal alors se fond et se rassemble au fond du creuset.

Dans les laboratoires au lieu de griller le sulfure pour en dégager le soufre et oxider le métal, on se contente pour obtenir celui ci à l'état métallique par une seule opération, de faire un mélange de 9 parties de sulfure d'antimoine, de 6 part. de tartre et de 3 part. de nitre.

On projette ce mélange par cuillerées dans un creuset rouge, on chauffe fortement, et bientôt le métal privé de son soufre et oxidé par le nitre, puis désoxidé par le tartre, se fond et se rassemble au fond du creuset.

~~on~~ ~~Le~~ culot est très brillant. au dessus ~~duquel est~~ se trouvent ~~sont~~ des scories rougeâtres formées de sulfure et de sulfate de potasse, de sous carbonate de potasse et de sulfure triple de potasse et d'antimoine.

Antimoine

Propriétés

L'antimoine est lamelleux, cassant, très éclatant et d'un blanc légèrement bleuâtre; il a une légère saveur et acquiert par le frottement une odeur particulière. il pèse 6,70. il est assez fusible et peut par un refroidissement lent et tranquille cristalliser en pyramides quadrangulaires creusées de tous côtés en forme d'escalier.

Les pains qu'on en trouve dans le commerce, offrent à leur surface la même cristallisation, mais confuse et disposée en étoile autour du centre.

Si on le chauffe fortement dans une cornue, non seulement on le fondra, mais même on pourra le distiller et le recevoir dans un récipient.

Si lorsque l'antimoine est fondu et rouge, on le verse de haut sur un corps dur et plane, il brûle en tombant et se divise en molécules qui rayonnent autour du point où il tombe.

Oxides

L'antimoine chauffé fortement avec le contact de l'air se volatilise et s'oxide. on peut obtenir l'oxide de la manière suivante.

1°

On remplit un creuset très profond d'antimoine, on le place obliquement dans un fourneau de reverbère de manière qu'il sorte latéralement de un ou deux pouces; on le recouvre d'un autre creuset plus petit mais plus évasé, soutenu par un appui quelconque, et ne portant pas sur le creuset inferieur, afin

de permettre à l'air de circuler librement dans l'Intérieur on chauffe le métal jusqu'au rouge, il se volatilise et se combine à l'oxigène de l'air ; l'oxide se condense dans le creuset supérieur.

Cet oxide est ~~[illegible]~~ d'un blanc éclatant et souvent cristallisé en aiguilles très déliées. il est volatil et contient 0,20 d'oxigène ; c'est le 1er degré d'oxidation de l'antimoine qui soit bien déterminé. on le nommoit autrefois neige d'antimoine.

L'antimoine est susceptible de deux autres degrés supérieurs d'oxidation, mais qu'on ne peut obtenir par l'action immédiate du calorique et de l'air.

2° Pour obtenir l'oxide ~~au~~ médium, on ~~dissout l'antimoine dans l'acide nitro muriatique, il se forme un muriate d'antimoine~~ on fait chauffer de l'acide nitrique concentré sur de l'antimoine ; l'oxide qui se forme ne se dissout pas. on le lave à l'Eau Bte. il contient 0,24 d'oxigène. il est soluble dans les acides sans perdre d'oxigène et est facilement réductible immédiatement.

3° Enfin pour obtenir le dernier degré d'oxidation de l'antimoine il faut présenter à ce métal mis dans des circonstances favorables à son oxidation, une base salifiable qui ait de l'attraction pour l'oxide au maximum.

Pour cela on projette dans un creuset rouge un mélange de deux parties de nitrate de potasse et d'une d'antimoine en poudre ; ce métal passe au maximum d'oxidation

état dans lequel il peut se combiner à la potasse. mais cet alcali se trouve de beaucoup en excès. cette matière blanche telle qu'elle est, se nommoit autrefois Diaphorétique minéral non lavé. Si on la fait bouillir avec de l'Eau, ~~[illegible]~~ on dissolvera la potasse et avec elle une q^té assez considérable d'oxide qu'on pourra en séparer par l'acide nitrique. (cet oxide ainsi ppté portoit autrefois le nom de matière perlée de Kerkingius). Ce qui aura refusé de se dissoudre dans l'Eau, sera ce même oxide, mais encore combiné à 0,20 de potasse et ~~[illegible]~~ nommé antimoine Diaphorétique ~~lavé~~. on le fait bouillir dans de l'acide nitrique foible; on étend d'Eau on filtre et on obtient l'oxide pur.

Cet oxide est blanc comme les deux autres, il contient 0,30 d'oxigène, il se dissout dans l'acide muriatique en dégageant de l'acide muriatique oxigéné, et est difficilement réductible Immédiatem.

~~L'oxide au médium~~ Voila les trois dégrés de d'oxidation de l'antimoine les plus distincts. il est probable qu'il en existe d'autres; car par exemple en mélant et chauffant ensemble de l'oxide blanc au minimum avec de l'antimoine, on obtient un Oxide jaune qui doit être au dessous de 0,20 d'oxigène.

427.

Action des corps Combustibles.

Le Soufre peut se combiner directement à l'antimoine par la fusion et former un sulfure artificiel entièrement semblable à celui que nous offre la Terre.

Le Phosphure se fait au moyen de l'acide phosphorique vitreux et du charbon. il est fragile, plus fusible que l'antimoine et jouit d'un bel éclat métallique.

L'hydrogène n'a pas d'action sur l'antimoine.

L'arsenic s'y combine très facilement. de tous les alliages que peut former l'antimoine, on n'emploie guères à présent que celui qui sert aux caractères d'Imprimerie et qui contient 75 parties de plomb, 20 d'antimoine et 5 de cuivre.

Sels. Action des acides.

L'acide Sulfurique se conduit avec l'antimoine de même qu'avec les autres métaux. ~~(voyez les généralités)~~ concentré ~~L'acide nitrique~~ et à froid il n'a aucune action sur lui; par l'aide du calorique une partie est décomposée et est changée en acide sulfureux qui se dégage, et en oxigène qui oxide le métal; lequel alors se dissout dans l'acide non décomposé. le Sulfate d'antimoine est peu Soluble.

L'acide Sulfureux n'a aucune action à froid sur l'antimoine; à chaud il paroit qu'il se forme un Sulfite Sulfuré.

L'acide Nitrique agit à froid et à chaud sur l'antimoine dans le 1er cas il se forme de l'oxide blanc volatil et dans le second de l'oxide au médium. le 1er de ces oxides est moins insoluble dans l'acide que le second.

428.

Antimoine.

Muriates

L'acide Muriatique ~~gazeux~~ oxigéné enflamme l'antimoine ; liquide il le dissout très promptement.

L'acide muriatique à froid a une action peu sensible sur l'antimoine ; à chaud l'action est plus prompte, l'Eau est décomposée et il se forme un muriate au minimum, que l'on peut également obtenir en dissolvant de l'oxide blanc volatil dans de l'acide muriatique.

avec L'oxide au médium et l'acide muriatique on fait un muriate au médium qui est fixe tandis que le 1er est volatil.

Le Muriate d'antimoine au minimum est employé en Chirurgie comme Escarotique, mais c'est lorsqu'il est préparé par un autre procédé qui le donne à l'état sec et très corrosif.

Ce procédé consiste à mêler 3 parties de Muriate de mercure au maximum avec une partie d'antimoine métallique ; ou bien 2 parties du même muriate avec une partie de Sulfure d'antimoine.

On Introduit l'un ou l'autre de ces mélanges dans une cornue de grès que l'on place dans un fourneau de reverbère et à laquelle on adapte un flacon pour recipient. on chauffe la cornue modérément dans les deux cas, l'antimoine s'empare de l'oxigène et de l'acide du muriate de mercure et forme du muriate d'antimoine au minimum très volatil qui distille dans le recipient. ~~mais~~ il est facile ensuite de voir ce que devient le mercure ; lorsqu'on a employé

129

L'antimoine à l'état métallique, le mercure reste à l'état métallique dans la cornue, ou distille lui même, ~~lorsq~~ lorsqu'après ~~que~~ avoir obtenu le muriate d'antimoine ~~a été obtenu~~, on vient à augmenter le feu; si au contraire on s'est servi de sulfure d'antimoine, le mercure reste dans la cornue combiné au soufre et forme ~~un~~ un ~~Cinabre~~ sulfure ou Cinabre que l'on distinguoit autrefois du Cinabre naturel ou du Cinabre artificiel fait directement, en le nommant Cinabre d'antimoine.

~~Le Muri~~ On a cru pendant longtems que le muriate d'antimoine obtenu par ce procédé étoit au plus haut dégré d'oxidation au quel ce métal ~~puisse~~ se combiner aux acides c'est à dire au médium. mais on s'est assuré que la qté d'oxigène contenue dans le sublimé corrosif ne pouvoit faire passer l'antimoine qu'au minimum d'oxidation.

Le Muriate d'antimoine volatil est blanc, et entièrement privé d'eau. néanmoins il a une consistance molle qui lui avoit fait donner autrefois le nom de Beurre d'antimoine. il est très déliquescent et se résout à l'air en un liquide incolore transparent oléagineux. Lorsqu'on verse ce muriate d'antimoine dans une grande qté d'eau, on le décompose et on obtient d'une part dans la liqueur un muriate très acide d'antimoine, et de l'autre un ppté blanc qui est un muriate avec excès d'oxide. ce précipité étoit anciennement nommé Poudre d'algaroth.

Antimoine

En faisant bouillir trois ou quatre fois du muriate d'antimoine avec de l'acide nitrique, à chaque fois on forme un peu d'acide nitro-muriatiatique, et en dernier resultat on obtient un oxide au médium retenant très peu d'acide muriatique; on le lave et on a ce qu'on appelle le Bézoard minéral

Les autres sels d'antimoine étant tous insolubles on peut les faire par double décomposition, ainsi

Phosphate

par example pour obtenir le phosphate d'antimoine on mêle ensemble du muriate d'antimoine ~~troublé~~ en déliquium avec une solution concentrée de phosphate de soude; il faut que la dissolution soit concentrée, afin que l'eau étant fixée pour ainsi dire par le sel, ne puisse décomposer [par] le muriate d'antimoine.

Parmi les métaux examinés jusqu'ici il n'y a que le bismuth qu'on pourroit peutêtre confondre avec l'antimoine, par ce que l'eau le précipite aussi de ses dissolutions; mais l'antimoine est insoluble dans l'acide nitrique, et le bismuth s'y dissout très bien. de plus le bismuth est précipité en simple sulfure noir par l'hydrogène sulfuré et les hydrosulfures; tandis que lorsqu'on verse un hydrosulfure dans une dissolution d'antimoine, l'hydrogène sulfuré se combine avec l'oxide sans le réduire et forme un oxide d'antimoine hydrosulfuré.

Il paroît cependant que l'oxide perd un peu d'oxigène, car même avec l'hydrogène sulfuré seul, le précipité que l'on obtient contient un excès de soufre. il seroit donc possible qu'il ne conservât que 0,16 d'oxigène.

64e Leçon.

Du Sulfure d'antimoine

Sulfure d'Antimoine

Le grand emploi que l'on fait en Chimie et en Pharmacie de l'antimoine à l'Etat de sulfure, nous engage à le considérer en particulier ~~et mêlé~~ sous cet Etat.

nous avons déja vu que le sulfure d'antimoine étoit très répandu dans le sein de la terre, nous avons vu aussi ~~que~~ le moyen que l'on employoit pour le séparer de sa gangue et le grillage qu'on lui fait subir pour en séparer du soufre et oxider le Métal. le résultat de cette opération est un oxide sulfuré d'antimoine. cet oxide sulfuré exposé à un fort coup de feu dans un creuset de terre, perd encore du soufre et finit par se fondre. si lorsque la fusion est parfaite et tranquille, on coule la matière sur un corps froid, on obtiendra un <u>oxide sulfuré vitreux</u> transparent et d'une belle couleur hyacinthe, que l'on nommoit autrefois <u>Verre d'antimoine</u>.

ion des Acides

Le sulfure d'antimoine traité par les acides présente des Resultats différents de ceux que nous a offert le métal.

L'acide sulfurique bouillant sur du sulfure d'antimoine dégage une très grande q^té d'acide sulfureux provenant en partie de l'acide et en partie du soufre. il se forme du sulfate d'antimoine.

L'acide sulfurique étendu à froid et surtout à chaud

Antimoine

décompose le Sulfure d'antimoine par l'Intermède de l'Eau qu'il contient: l'oxigène oxide le métal, l'hydrogène S'unit au Soufre et se dégage; le métal oxidé se combine à l'acide.

L'acide nitrique mis en contact avec le Sulfure d'antimoine acidifie le Soufre, et oxide le metal de sorte qu'il se forme encore du Sulfate d'antimoine.

L'acide muriatique agit de même que l'acide Sulfurique étendu: il se forme un muriate et il se dégage du gaz hydrogène Sulfuré.

Action des Alcalis

~~Le Sulfure d'antimoine~~ L'action des alcalis sur le Sulfure d'antimoine merite d'être examinée, en raison de ce que les ~~des~~ produits qui en resultent sont très usités en médecine.

Lorsqu'on met en contact du Sulfure d'antimoine, un alcali et de l'Eau; celle ci se trouve décomposée, son oxigène oxide le métal en même tems que son hydrogène en sépare le Soufre; il se forme donc de l'hydrogène Sulfuré qui d'une part se combine à ~~la potasse~~ l'alcali, ~~et~~ et de l'autre à l'oxide d'antimoine, et forme ainsi deux hydrosulfures qui sont tous les deux Sulfurés, parceque la q^té de Soufre qui existe dans le Sulfure d'antimoine est plus que suffisante pour saturer l'hydrogène de l'Eau décomposée.

De ces deux hydrosulfures Sulfurés; l'un est Soluble, c'est celui à base alcaline, l'autre est par lui même Insoluble, mais il se dissout dans l'Eau à la faveur du premier.

~~Tell~~ Tel est l'Effet de la Potasse, de la Soude de la Baryte, de la Strontiane et de la chaux sur le Sulfure

d'antimoine, et lorsqu'on opère à froid, on voit peu de difference dans leur action ; mais lorsqu'on opère à chaud, avec la potasse et la soude on obtient des Résultats differents de ceux que donnent la Baryte la Strontiane et la Chaux. avec ces trois derniers alcalis la liqueur ~~bouillante~~ ~~f~~ filtrée bouillante, ~~passe~~ Incolore ~~et reste Incolore ou du moins~~ ne forme pas de ppté en se refroidissant : avec la Potasse et la Soude, la liqueur filtrée bouillante est Incolore également, mais en se refroidissant elle se trouble, et forme un ppté brun très abondant. cette difference vient de ce que l'hydrosulfure sulfuré d'antimoine n'est pas sensiblement plus soluble à chaud qu'à froid dans les hydrosulfures sulfurés de Baryte de Strontiane et de Chaux, tandis qu'il est bien plus soluble à chaud qu'à froid dans ceux de Potasse et de Soude.

Lorsqu'on veut obtenir l'hydrosulfure sulfuré brun d'antimoine Isolé, c'est donc de la potasse ou de la soude qu'il faut toujours se servir ; dans ces derniers tems on a préféré la soude parce qu'on a remarqué que l'hydrosulfure sulfuré d'antimoine autrefois dit Kermès minéral, qu'on en obtenoit étoit plus beau.

La préparation du Kermès demande beaucoup d'attention ; la belle couleur brune veloutée qu'il doit avoir dépend de sa Grande division et de la qté d'hydrogène sulfuré qu'il contient ; ~~[illegible]~~ voici le procédé

On met dans une Chaudière de fer une livre de Sulfure

20

× préalablement bouillie

d'antimoine pulvérisé, ~~dix~~ livres de carbonate de soude et 200 livres d'eau×; on fait bouillir 2 heures, on filtre la liqueur bouillante au dessus d'~~une~~ plusieurs terrines que l'on recouvre exactement et qu'on laisse refroidir en repos au bout de 24 heures on décante l'Eau mère, on lave le ppté dans de l'Eau privée d'air par l'Ebullition, on le fait égoutter sur un filtre, on le soumet à la presse et on le seche dans une Etuve obscure chauff à 25°.

Examinons l'Eau mère du Kermès! ~~on doit la~~ que nous devons considerer comme ~~de~~ l'hydrosulfure sulfuré de Potasse tenant encore en dissolution de l'oxide hydrosulfuré d'antimoine. Si nous y versons un acide peu à peu et sans en mettre un Excès, nous décomposerons seulement l'hydrosulf sulfuré alcalin, le gaz hydrogène sulfuré se dégagera, le Soufre mis à nud se combinera à l'oxide ~~d'an~~ hydrosulfuré et se précipitera avec lui. mais ce nouvel excès de Soufre change la couleur du ppté ~~et~~ qui au lieu d'être brun ~~il devient~~ devient Jaune orangé. on le nommait autrefois <u>Soufre doré d'antimoine</u>.

On peut obtenir le Soufre doré d'antimoine directement en traitant du sulfure d'antimoine par de la Chaux à Chaud (et même à froid). on filtre la liqueur, elle ~~ne~~ ne se trouble pas en refroidissant comme on s'y attend bien. on la precipite par l'acide acétique.

Le Soufre doré ne diffère donc du Kermès que par un plus grand excès de Soufre.

435

Antimoine

Le Kermès exposé à l'air s'altère très sensiblement ; l'hydrogène se brûle, la proportion de l'oxide et du soufre augmente, et le Kermès pâlit. en une douzaine d'années il se change entièrement en oxide blanc sulfuré.

Les alcalis caustiques changent le Kermès en soufre doré, parcequ'ils s'emparent d'une partie de l'hydrogène sulfuré et mettent ainsi du soufre à nud.

D'après l'analyse qui a été faite du Kermès et du soufre doré

Le Kermès est composé		et le soufre doré de
de oxide d'antimoine	73	68
hydrogène sulfuré	20	17
Soufre	5	12
Perte	2	3
	100	100

Action du Nitrate de Potasse

Action du Nitrate de Potasse.

Lorsqu'on projette dans un creuset rouge P. E. de nitrate de potasse et de sulfure d'antimoine, ce dernier brûle avec force, la matière de noire qu'elle étoit devient d'un blanc jaunâtre. ce produit se nommoit autrefois foie d'antimoine. si on le lave à l'eau bouillante pour en séparer les parties solubles, ~~le oxide jaunatre qu'on obtient portoit~~ on obtiendra un résidu jaunâtre nommé Safran des métaux, crocus metallorum. ces noms ne nous indiquant nullement la nature des produits cherchons à la connoître par la théorie.

Lorsque l'on projette dans un creuset rouge le sulfure d'antimoine et le nitre mêlés, il est évident d'après les principes que nous avons déja développés que les

deux corps composant le Sulfure d'antimoine étant combustibles doivent brûler en décomposant l'acide nitrique du nitre. le Soufre devient acide Sulfurique et se combine à la Potasse; l'antimoine passe à l'état d'oxide retenant encore une portion de Soufre.

Le Foie d'antimoine est donc un mélange d'oxide Sulfuré d'antimoine et de Sulfate de Potasse (il contient aussi un peu de Sulfure de Potasse) ce dernier se dissolvant dans l'eau par le lavage, le Crocus Metallorum, est de l'oxide Sulfuré d'antimoine pur; [illegible] il ne diffère en rien de celui que l'on obtient par la fusion Incomplette de l'oxide Sulfuré gris d'antimoine.

Si au lieu de mettre parties égales on met trois parties de nitre sur une de Sulfure d'antimoine, on doit prévoir que tout le Soufre sera brulé, que l'antimoine passera au maximum d'oxidation et qu'il restera un grand excès de Potasse. le Résidu ou le produit de cette dernière opération, appellé autrefois <u>fondant de Rotrou</u> est donc un mélange de Sulfate de Potasse, de Potasse et d'une combinaison d'oxide d'antimoine et de Potasse. en le lavant, on enlève ~~le po~~ Sulfate de Potasse, et la potasse tenant en dissolution de l'antimonite de Potasse, et le surplus de cette dernière substance reste Insoluble au fond du vase.

cette substance comme on le voit, ne diffère en rien de l'antimoine diaphorétique lavé. on peut égalemt précipiter de l'Eau du lavage par un acide, l'oxide d'antimoine au maximum ou <u>matière perlée de Kerkingius</u>.

Pour terminer l'antimoine, rappellons la Synonimie des anciens et des nouveaux noms de ses diverses préparations.

Noms Anciens	Noms Nouveaux.
antimoine crud	Sulfure d'antimoine.
Régule d'antimoine	antimoine pur
verre d'antimoine	oxide d'antimoine sulfuré vitreux.
foie d'antimoine	oxide sulfuré et sulfate de Potasse
Safran des Métaux	oxide sulfuré d'antimoine
Kermès Minéral	hydrosulfure sulfuré d'antimoine (1) Brun.
Soufre doré d'antim:	hydro-sulfure sulfuré d'ant: orangé.
Diaphorétique Minéral	antimonite de Potasse et Excès de Potasse.
fondant de Rotrou.	antimonite de Potasse. excès de Potasse et sulfate de Potasse.
antimoine diapho-rétique lavé.	antimonite de Potasse.
Matière Perlée de Kerkringius	oxide d'antimoine au maximum. (0,30 d'oxig)
Neige d'antimoine	oxide blanc au minimum (0,20 ox)
Beurre d'antimoine	Muriate d'antimoine sublimé.
Bézoard Minéral.	oxide blanc au médium

(1) On peut se contenter de dire hydrosulfure sulfuré, sans exprimer le mot oxide, car dans nos Généralités nous avons vu qu'à l'instar des acides l'hydrogène sulfuré ne se combinoit aux métaux qu'autant qu'ils étoient oxidés.

Tellure

Du Tellure.

ce métal a été découvert en 1797 par Mr Klaproth dans les mines d'or de la Transilvanie. il en existe trois mines connues. 1° le Tellure natif aurifère et ~~ar~~ferrifère de Fatzbay en transilvanie. on le nomme aussi mine d'or blanche. 2° le Tellure natif aurifère et argentifère ou or graphique. 3° le tellure natif aurifère et plumbifère ou mine aurifère de Nagiag.

Cette dernière mine outre le tellure, l'or et le plomb, contient de l'argent, du cuivre et du Soufre: nous allons indiquer la marche que l'on doit suivre pour en retirer le Tellure.

Extraction

On pulvérise la mine et on la traite par l'acide nitro-muriatique qui fait passer le Soufre à l'Etat d'acide Sulfureux et change tous les metaux en leurs muriates. celui d'argent étant insoluble se précipite. la liqueur contient ceux d'or, de Tellure, de cuivre et de plomb, on pp^te le plomb par l'acide Sulfurique. on décante. des trois oxides metalliques qui restent en dissolution, celui de Tellure est le seul Soluble dans la potasse. on verse donc de la potasse en excès dans la liqueur, et on chauffe afin de favoriser la precipitation de l'oxide d'or et la dissolution de l'oxide de tellure. on filtre; les oxides d'or et de cuivre restent, on pp^te l'oxide de Tellure de sa dissolution alcaline par un acide, on le lave et on le fait Sécher.

Propriétés

Cet oxide est blanc et si facilement réductible, que mêlé avec du noir de fumée et de l'huile, et chauffé dans une cornue, il produit une vive explosion.

Le Tellure est très fusible, il bout facilement et

suit le Mercure pour la volatilité. il est très attaquable par les acides nitrique et muriatique. toutes ses dissolutions sont précipitées par l'Eau, propriétés qu'elles partagent avec les dissolutions d'antimoine*; mais l'antimoine est Insoluble dans l'acide nitrique. Le Bismuth lui est soluble dans cet acide, mais il est ppté en noir par les hydrosulfures, et le Tellure l'est en brun marron.

* et de bismuth.

Du Cérium

Cérium.

Le Cérium a été découvert depuis peu dans un minéral qu'on a nommé Cérie, que Schéele et MrMrs D'Elhuyar avoient pris pour un Wolfram.

Ce minéral se trouve en Suède et contient :

17,5	Silice	23
3 à 4	Carbonate de Chaux	5
2,	oxide de fer	
63,	oxide de Cérium	50
12.	Eau	

On traite cette mine par l'acide muriatique; la Chaux les oxides de fer et de Cérium se dissolvent la Silice reste; on la sépare par le filtre; (+) on chauffe la liqueur pour en chasser l'excès d'acide muriatique* on y verse une dissolution de Tartrite de Potasse qui est à demi décomposé par le trois muriates; il se forme un tartrite de Potasse et de fer très soluble, un tartrite de Potasse et de Cérium Insoluble, et un tartrite de Chaux aussi Insoluble. on filtre la liqueur, on calcine le résidu qui est formé de deux tartrites insolubles; l'acide tartareux se décompose et ses principes se dissipent en entier. Il reste donc de la potasse de la Chaux et de l'oxide de Cérium. on les traite par de l'acide acétique qui dissout les deux alcalis; on réduit l'oxide comme ceux précédemment étudiés.

* on fait évaporer presqu'entierement la liqueur pour en chasser l'excès d'acide. on l'étend d'Eau, on la filtre, et on y verse de l'ammoniaque qui ppte les oxides de fer et de cérium. on recueille ces oxides sur un filtre, on les lave et on les redissout dans la plus petite qté possible d'acide muriatique. alors on verse dans la dissolution du tartrate de Potasse et à l'instant il se fait un dépôt de tartrate de cérium pur. on lave bien ce ppté, on le sèche et on le calcine jusqu'au rouge dans un creuset; par ce moyen on détruit l'acide tartarique et l'oxide de cérium reste pur.

[illegible]

Cérium — Le Cerium est susceptible de former deux oxides dont le moins oxigéné est blanc et soluble dans les acides: L'oxide au maximum est rougeâtre et insoluble dans les acides; car mis en contact avec eux il perd de l'oxigène et repasse à l'Etat d'oxide blanc. Les Sels de Cerium sont sucrées; il est précipité en blanc par l'acide Gallique et le prussiate de Potasse et en vert par les hydrosulfures.

65e Leçon.

Du Cobalt.

Cobalt — Ce métal se trouve sous quatre états. 1° combiné à l'arsenic; c'est sa mine la plus commune et même aucune de ses mines n'est exempte d'arsenic. le cobalt arsenical se trouve à Schneeberg en Saxe. le plus souvent il contient du fer et du soufre; comme celui de la mine de Tunaberg en Suède nommé Cobalt gris 2° à l'Etat d'oxide noir. assez rare; se trouve en Saxe dans le Wirtemberg et dans le tyrol. 3° à l'Etat d'arseniate de Cobalt en efflorescences rougeâtres. 4° à l'Etat de Sulfate, aussi en Efflorescences rougeâtres.

Extraction. — C'est de la mine de Tunaberg qu'on retire le plus ordinairement le cobalt. cette mine contient comme nous venons de le dire de l'arsenic, du soufre, du fer, du cuivre et du cobalt; on la pulvérise, on la grille pour en dégager une portion du soufre et de l'arsenic; on la mêle ensuite avec le double de son poids de nitrate de potasse et on projette le tout dans un creuset rouge

que l'on continue de chauffer fortement afin d'être certain de l'entière décomposition du nitre. le produit de cette opération est un mélange de sulfate et d'arseniate de Potasse et des oxides de Cobalt de fer et ~~et~~ de Cuivre. on traite par l'Eau bouillante qui dissout les deux sels ~~et~~ et on obtient les oxides de cobalt, de fer, et de cuivre purs. on les traite par l'acide muriatique dont on met un léger excès; la dissolution est rose jaunâtre; on y fait passer du gaz hydrogène sulfuré qui en ppte seulement le cuivre; on filtre, les muriates de fer et de cobalt restent dans la liqueur; on y ajoute un excès d'acide muriatique, et on y verse de l'ammoniaque qui forme un muriate ammoniacal de cobalt soluble, tandis qu'elle décompose le muriate de fer et en ppte l'oxide. on filtre et on décompose le muriate triple par la Potasse. l'oxide de cobalt se ppte.

Cet oxide est bleu; on le réduit ~~dans~~ un creuset brasqué. la Réduction est facile, mais on a peine à obtenir le métal en culot.

Propriétés

Le Cobalt est blanc rosacé. il pèse 8,53, il est demi ductile et magnétique.

Il s'oxide à l'air. il est susceptible de 3 degrés d'oxidation. qui donnent 1° l'oxide Bleu seul soluble dans les acides. ~~2o~~ 2° l'oxide Vert pomme. 3° l'oxide noir. le 1er se fait en précipitant le cobalt de ses dissolutions par un alcali; il donne avec les acides des dissolutions roses.

cet oxide bleu exposé à l'air ~~à la~~ température ordinaire, devient vert en absorbant une certaine qté d'oxigène qu'il cède lorsqu'on le met en contact avec les acides.

L'oxide Bleu chauffé avec le contact de l'air, absorbe

Cobalt

une bien plus grande dôse d'oxigène, devient noir, et est alors très difficilement soluble dans l'acide nitrique; dégage de l'oxigène par l'acide sulfurique, et de l'acide muriatique oxigéné par l'acide muriatique.

Action colorante Sur le Verre et les Émaux.

Azur

Le Cobalt et tous ses composés jouissent de la propriété de colorer le verre en un très beau bleu. L'azur n'est autre chose qu'un verre ainsi coloré et préparé comme il suit:

On prend une mine de cobalt, non des plus riches qui sont reservées pour l'extraction du cobalt et surtout des porcelaines; mais des plus pauvres, comme sont celles de Bohème de Wesphalie et des Pyrénées. on la grille pour en dégager une partie du soufre et de l'arsenic, et on obtient un résidu composé de soufre, de fer, de cuivre d'arsenic et de cobalt oxidés, qui mêlé avec trois ou 4 fois son poids de sable est versé dans le commerce sous le nom de Safre.

On fond dans un creuset trois parties de safre avec une partie de potasse commune, et on obtient un verre transparent d'un bleu superbe et très foncé. ce verre est nommé Smalt. on le reduit en poudre impalpable entre deux meules et on le divise dans un tonneau rempli d'Eau. on agite fortement, et on laisse reposer un instant. le tonneau est percé de quatre trous à hauteurs differentes. On ouvre le trou supérieur, la liqueur qui en coule tient en suspension les parties les plus tenues. on les laisse déposer dans un vase. on ouvre le 2.^d trou et on obtient une poudre moins fine, et ainsi

de Suite. le Smalth ainsi préparé prend le nom d'azur il varie comme on le pense bien en finesse et en Intensité de couleur; on en distingue les quatre espèces dans le commerce sous les noms d'azur d'un de deux de trois et de quatre feux.

Bleu des Porcelaines. Pour faire le bleu des Porcelaines, on traite la mine de tunaberg non grillée par l'acide nitrique. il se forme de l'acide sulfurique et des arseniates de fer de cobalt et de cuivre tous les trois dissous dans un excès d'acide. (1) on verse dans la liqueur de la potasse peu à peu jusqu'à ce qu'on s'apperçoive que le ppté qui est d'abord blanc commence à se colorer en rose. ce ppté est l'arseniate de fer qui paroît par là être moins soluble que les autres dans l'acide. on filtre alors la liqueur, on y ajoute de nouveau de la potasse tant que le ppté reste rose. ce 2^d précipité est l'arseniate de cobalt, celui de cuivre restant le dernier dans la liqueur. on lave cet arseniate de cobalt, on le fait secher, et on le fond avec du Pétunzé. l'Email qui en resulte est d'un bleu très foncé, on le reduit en poudre impalpable, et on le delaye dans la liqueur qui doit servir à la couverte de la porcelaine; par la cuite la couverte se vitrifie et se colore également.

Bleu de Thénard. On prépare encore avec le cobalt un autre bleu qui a été proposé pour remplacer l'outremer.

On traite la mine de cobalt fortement grillée par l'acide nitrique; entr'autres sels il se forme beaucoup de nitrate de cobalt qui donne à la liqueur une belle couleur rose;

---

(1) cette liqueur doit ^à ce me semble^ plutot contenir 3 sulfates et de l'acide arsenique libre. lorsqu'on y verse de la potasse, le sulfate de fer est décomposé le 1er, ensuite celui de cobalt, enfin celui de cuivre. l'oxide mis à nud se combine à l'acide arsenique et se ppte avec lui.

Cobalt

on y verse une solution de Phosphate de soude qui y forme un ppté gélatineux de Phosphate de cobalt. on décante la liqueur, on mêle la gelée avec huit fois autant d'alumine en gelée nouvellement pptée (1). on fait dessecher le mélange dans une capsule de porcelaine, enfin on le calcine fortement dans un creuset. il reste une combinaison d'acide phosphorique, d'alumine et d'oxide de cobalt qui est d'un bleu encore plus beau que ceux dont nous avons déja parlé.

au lieu de Phosphate de soude, on pourroit employer l'arseniate, et on auroit un arseniate de cobalt rose qu'on emploieroit comme le Phosphate, le bleu seroit aussi beau.

Le cobalt peut se combiner au soufre et au phosphore.

Action des Acides.

Action des Acides.

L'acide sulfurique se conduit avec le cobalt de la manière que nous avons dite dans nos généralités.

L'acide nitrique a une très grande action sur le cobalt et le dissout.

L'acide muriatique a très peu d'action sur lui.

Les acides muriatique oxigéné et nitro-muriatique l'attaquent comme ils attaquent tous les autres métaux.

Mais ce n'est jamais par l'action directe des acides sur le métal qu'on forme les sels de cobalt, parce qu'on n'a pas besoin de les obtenir parfaitement purs. on se contente de traiter la mine de cobalt ~~parfaitement pure~~ fortement grillée par un acide qui forme des sels

---

(1) ce qui revient en supposant les corps secs, à une partie de Phosphate de cobalt sur deux d'alumine.

avec le cuivre et le fer comme avec le cobalt, on les sépare au moyen des réactifs comme on en a vu un exemple dans la préparation du bleu des Porcelaines.

Toutes les dissolutions de cobalt sont roses; le sulfate et le nitrate cristallisent facilement. le muriate cristallise moins facilement et est un peu déliquescent.

L'hydrogène sulfuré ne ppte pas les dissolutions de cobalt surtout lorsqu'elles sont avec excès d'acide; les hydrosulfures les pptent en noir et les prussiates en vert.

Muriate

Nous venons de dire que toutes les dissolutions de cobalt étoient roses, sa dissolution muriatique n'a pas toujours cette couleur.

~~Par l'action de l'acide muriatique foible sur le cobalt ou~~ l'oxide de Cobalt on obtient bien une dissolution rose, mais lorsque l'acide est concentré, on a une dissolution Bleue. cette liqueur étendue d'Eau devient rose comme la première, et celle ci évaporée au feu devient bleue à un certain point de concentration. On a cru longtems que cet effet étoit dû à une absorbtion d'oxigène pendant l'évaporation; mais comme on le voit on ne peut l'attribuer qu'à l'état de concentration de la liqueur.

Encre de Simpathie

On trouve dans ce phénomène l'explication d'un autre encore plus curieux. Lorsqu'on écrit avec la dissolution rose de muriate de cobalt sur du papier, les caractères disparoissent en séchant, et lorsqu'ensuite on approche le papier du feu, les caractères paroissent avec une belle couleur bleue qui s'efface peu à peu ~~en refroidissant~~ à l'air, et peut encore reparoître à l'approche du feu.

Cobalt

Le muriate de cobalt est déliquescent ; lorsqu'on écrit avec sa dissolution rose et que le papier paroît sec, il est probable néanmoins que la petite quantité de sel qui est dessus retient assez d'Eau pour conserver sa couleur rose qui étant extrêmement foible ne paroît pas. mais lorsqu'on chauffe, l'Eau s'évapore totalement, le muriate devient bleu, et comme sa couleur alors est très Intense, elle paroît d'un beau bleu sur le papier. exposé à l'air et surtout à l'air humide le muriate reprend de l'Eau, devient rose et Invisible.

Lorsque le Muriate de cobalt est bien préparé, l'Ecriture peut paroître et reparoître un grand nombre de fois, mais lorsqu'il contient un trop grand excès d'acide, lorsqu'on chauffe cet acide se concentre et brule le papier.

La couleur de l'Ecriture est quelquefois verte, ce qui est dû à la presence du fer, comme on peut s'en convaincre en écrivant comparativement avec le muriate de cobalt rose pur et ~~ecrite~~ avec la même dissolution dans laquelle on ajoute un peu de muriate de fer.

66e Leçon
5
Mercure.

Du Mercure

Ce Métal se trouve sous quatre états. 1° Natif. 2° amalgamé avec l'argent; 3° Sulfuré; 4° Muriaté.

Le mercure natif se trouve en Globules Brillants disséminés dans l'Intérieur des différentes Substances, telles que le Schiste argileux, la Marne, le Quartz; il accompagne souvent le mercure sulfuré ou cinabre naturel.

Extraction

Pour obtenir le mercure natif on pulvérise la gangue, on la lave pour l'enlever; le mercure se rassemble au fond.

Pour obtenir le mercure du Sulfure qui est la mine la plus commune, il faut en séparer le Soufre. mais ce ne peut être par le Grillage le mercure étant ~~aussi~~ volatil compo~~se~~ le Soufre et formant avec lui un composé également volatil. on y parvient en mêlant au Sulfure de mercure un corps qui se combine au Soufre et le fixe tandis que le mercure se volatilise. la craie et le fer sont ordinairem employés, souvent même la mine en contient; on se contente d'en ajouter s'il n'y en a pas assez.

Dans le palatinat et le duché des deux ponts, on introduit la mine pulvérisée dans des cornues que l'on range sur une Galère. on chauffe après avoir adapté à chaque cornue un nouet de linge lâche et plongeant dans l'Eau. le mercure se condense dans le nouet et tombe au fond du vase. sans cette précaution les vapeurs se répandroient dans l'attelier et incommoderoient très fort les ouvriers. c'est donc un moyen à employer toutes les fois qu'on veut distiller du mercure.

Mercure.

À Almaden en Espagne on fait cette opération dans un fourneau dont la partie supérieure est terminée par un cône tronqué. en haut et latéralement sont pratiquées des ouvertures à chacune desquelles on adapte une suite d'aludels qui conduisent tous dans une grande chambre servant de récipient.

Propriétés

Le mercure est d'un blanc très éclatant, il est liquide à la température à laquelle nous vivons et reste dans cet état jusqu'à − 33°. à cette dernière température il se solidifie et cristallise en octaëdres. il cède alors sans se briser aux premiers coups de marteau ce qui le fait regarder comme demi ductile.

Le mercure pèse 13,572 il jouit d'une odeur et d'une saveur légères. exposé au calorique il entre en Ebullition à la température de 282° et se volatilise en gaz invisible condensable par le refroidissement. c'est sur cette propriété qu'est fondé comme nous l'avons vu la manière de l'obtenir.

Oxidation

Le Mercure est inaltérable à l'air froid, ou du moins l'altération qu'il peut y éprouver n'est pas sensible.

Le Mercure mis et entretenu en ebullition dans un vase de verre tel qu'il n'étant pas privé du contact de l'air, il puisse néanmoins s'y condenser, se convertit lentement en un oxide rouge autrefois nommé précipité ~~R~~ per se parce qu'il sembloit se faire sans le secours d'aucun agent.

On obtient encore ce même oxide rouge en décomposant le nitrate de mercure par le feu. il se dégage du gaz acide nitreux ou du gaz nitreux suivant que ~~les~~ dans le nitrate le mercure

étoit plus ou moins oxidé.

L'oxide rouge chauffé fortement abandonne son oxigène repasse à l'Etat métallique et disparoît en entier. il contient 0,085 d'oxigène ; c'est le maximum d'oxidation du mercure.

L'oxide ~~au~~ minimum est noir et ne contient que 0,04 d'oxigène ; on l'obtenoit autrefois en ~~faisant bouillir~~ agitant fortement et très longtems du mercure avec le contact de l'air et on le nommoit _æthiops per se_.

On peut l'obtenir plus facilement en dissolvant du mercure dans de l'acide nitrique ; mais comme dans cette dissolution le mercure passe en partie au maximum d'oxidation, on fait bouillir la liqueur sur du mercure coulant de manière à ce qu'il y ait un excès de ce dernier ; de cette manière on est certain d'avoir du nitrate de mercure au minimum on en ppte l'oxide par un alkali.

cet oxide noir exposé au feu se décompose en mercure et en oxide rouge.

Nous avons remarqué plus haut que l'oxide rouge de mercure _précipité per se_ contenoit un peu d'azote.

L'hydrogène le charbon et l'azote n'ont aucune action sur le mercure. Le Phosphore s'y combine on peut opérer cette combinaison directement dans une cornue.

Sulfures

Le soufre peut se combiner au mercure en différentes proportions, et forme différents sulfures dont deux surtout ont été distingués. le 1er qui est noir et qu'on nommoit autrefois _æthiops minéral_ se fait en triturant dans un mortier 4 parties de mercure avec une partie de soufre. la combinaison s'effectue quoiqu'un peu lentement.

elle est beaucoup plus prompte à l'aide de la chaleur; pour cela on fait fondre du Soufre dans une chaudière de fer, on y verse 4 parties de mercure que l'on fait passer à travers une peau de chamois pour le diviser; lorsque le mélange est exact et que la chaleur devient suffisante, la combinaison s'effectue subitement avec une grande contraction et un grand dégagement de calorique. ce Sulfure est en matière noirâtre réfléchissant les couleurs de l'Iris.

le Second Sulfure de mercure est Rouge et ne contient que 0,12 de Soufre. on le nommoit autrefois Cinabre. pour le faire, on prend le Sulfure noir préparé au feu comme il vient d'être dit; on le casse par morceaux et on le Grille à une très douce chaleur pour lui faire perdre du Soufre. ensuite on le pulvérise. et on l'Introduit dans de grands matras que l'on place sur une galère on chauffe, une partie du Soufre se dégage encore, et le Sulfure de mercure réduit à la proportion de Soufre dite plus haut se Sublime en beaux pains aiguillés très brillants et violets. ce Cinabre pulvérisé devient d'un rouge éclatant et prend le nom de Vermillon. il est à remarquer que le Sulfure de mercure n'est rouge que lorsqu'il contient 0,12 de Soufre, et que en deçà ou au delà de cette proportion, il est noir et décomposable au feu; tandis que le Cinabre est Indécomposable par cet agent; si par exemple pour faire le Cinabre

au lieu de prendre un Sulfure de mercure avec excès de Soufre, on prenoit un Sulfure avec excès de mercure, on obtiendroit toujours par la sublimation du Cinabre et en outre du mercure coulant; ce qui indique que c'est dans les proportions existantes dans le cinabre que le mercure et le Soufre ont le plus d'attraction.

On peut encore préparer le Cinabre par la voie humide 1° lorsqu'on agite un sulfure hydrogéné avec du mercure, ce métal disparoit en peu de temps et se convertit en une poudre noirâtre qui est un Sulfure avec excès de mercure, car chauffée elle donne du cinabre et du mercure(1) si on met ~~assez~~ de Sulfure hydrogéné, le Sulfure noir absorbera bientôt la quantité de Soufre qui lui est necessaire pour devenir cinabre, mais quelle que soit la quantité du Sulfure hydrogéné, il s'arrêtera à ce point.

Cette propriété qu'a le mercure d'enlever le Soufre aux Sulfures hydrogénés et aux hydrosulfures sulfurés, offre un moyen d'avoir des hydrosulfures entièrement dépouillés de Soufre, car ~~ce q~~ lorsqu'on fait passer du gaz hydrogène sulfuré à travers une dissolution alcaline, l'hydrosulfure que l'on forme est toujours sulfuré

2° Lorsqu'on verse de ~~sulfure hydrogéné~~ l'hydrosulfure sulfuré d'ammoniaque dans une solution de nitrate de mercure, l'hydrogène se combine à l'oxigène de l'oxide, et tout le Soufre se porte sur le métal. on obtient donc un Sulfure de mercure avec excès de Soufre, qu'on peut convertir en Sulfure rouge, soit en ajoutant un grand excès d'hydrosulfure lequel redissout l'excès du Soufre; soit en le sublimant.

(1) le Sulfure hydrogéné a été converti en hydrosulfure.

Mercure.
67e Leçon
Action des Acides
Sulfates de Mercure.

Action des acides.

Le Mercure traité dans une cornue par l'acide Sulfurique Bouillant, décompose une partie de cet acide, en dégage de l'acide Sulfureux, s'oxide et se ~~dissout dans l'acide~~ ~~non~~ combine à l'acide non decomposé.

Le Sulfate qui en resulte se trouve sous differents états suivant les proportions d'acide et de métal employées. Lorsqu'on a employé P. E.? des deux, l'oxide dans le Sulfate se trouve au minimum, ce qu'on reconnoit en ce qu'il noircit dans la potasse. ce Sulfate au minimum est toujours neutre, Blanc, Insoluble dans l'Eau et dans l'acide Sulfurique.

On peut l'obtenir plus facilement en précipitant le nitrate de mercure au minimum par le Sulfate de Soude.

Lorsqu'on emploie 3 parties d'acide sur deux de mercure, on obtient lorsqu'on a chauffé assez longtems une masse blanche cristalline acide qui est un Sulfate acidule de mercure au maximum. ce Sel pulverisé et traité par l'Eau Bouillante se decompose en deux autres, l'un Jaune Insoluble, est un Sulfate avec excès d'oxide ~~et~~ se nommoit autrefois Turbith minéral. l'autre ~~est~~ très Soluble dans l'Eau et Incristallisable, est un Sulfate très acide de mercure.

On peut donc compter quatre Sulfates de mercure.

1° le Sulfate au minimum toujours Blanc, neutre, Insoluble

2° le Sulfate acidule au maximum Blanc et décomposable par l'Eau en { 3° Sulfate avec excès d'oxide. Jaune Insoluble, et en
4° Sulfate très acide. très Soluble, Incristallisable et deliquescent.

§3.
Nitrates.

L'action de l'acide nitrique sur le mercure est très variée suivant les proportions de ces deux corps et la concentration de l'acide.

L'acide nitrique peu concentré mis en contact à froid avec du mercure de manière qu'il reste un excès de ce métal, donne naissance à un nitrate de mercure au minimum neutre Blanc et Insoluble.

L'acide nitrique peu concentré mis en contact à froid avec du mercure dans la proportion nécessaire pour qu'il y ait un léger excès d'acide, donne un nitrate acidule de mercure au minimum qui cristallise par le repos de la liqueur. les cristaux traités par l'Eau se décomposent en deux sels l'un neutre et Insoluble c'est le précédent, l'autre très acide et très Soluble. il y a donc trois nitrates de mercure au minimum.

L'acide nitrique concentré mis en excès avec du mercure, et aidé lorsque l'action tire à sa fin par le calorique, donne naissance à un nitrate acidule au maximum qui cristallise par le refroidissement de la liqueur. un plus grand excès d'acide nitrique formeroit un Nitrate acide.

Le nitrate acidule traité par l'Eau, se décompose en nitrate avec excès d'oxide autrefois nommé Turbith nitreux, il est jaune et Insoluble; et en nitrate acide très Soluble et déliquescent.

Les Nitrates et en général tous les sels mercuriels au maximum se distinguent des sels au minimum en ce que ceux ci précipitent en noir par les alcalis, et les zers en Jaune orangé qui est la couleur de l'oxide Rouge très divisé.

de plus les nitrates au minimum précipitent en blanc par l'acide muriatique et par les muriates tandis que les

Mercure

nitrates et Sulfates au maximum ne donnent ~~donnent~~ aucun précipité.

Le nitrate acidule de mercure précipite par l'Eau comme nous l'avons vu. le nitrate acide ne produit pas ordinairement cet effet, ~~cepen~~ mais cela a lieu lorsque l'acide est très concentré et qui par conséquent l'oxide est au maximum cela vient de ceque cet oxide est beaucoup plus Soluble dans l'acide concentré que dans l'acide affoibli.

Les divers nitrates de mercure sont décomposés par le feu et donnent tous de l'oxide rouge, parceque lorsquils sont au minimum, l'oxigène de l'acide fait passer l'oxide au maximum.

L'acide muriatique n'a aucune action sur le mercure.

Muriates

L'acide muriatique oxigéné l'attaque et forme un muriate au minimum ou au maximum selon qu'il est en plus ou moins grande qté.

Il existe d'autres moyens de combiner le mercure à l'acide muriatique on peut par exemple décomposer une dissolution de nitrate de mercure par le muriate de Soude, et on obtient un ppté blanc si le nitrate étoit au minimum, ou on n'obtient pas de précipité s'il étoit au maximum, parcequ'alors il s'est formé un muriate de mercure au maximum qui est Soluble le 1er de ces muriates portoit autrefois le nom de Précipité blanc. le 2d se nommoit Sublimé corrosif voici comme on le préparoit.

On Introduisoit dans un matras un mélange à P. E. de nitrate de mercure[x], de Sulfate de fer et de muriate de Soude, ces deux derniers préalablement dessechés.

[x] au maximum.

85.

ou chauffoit; par ce moyen on décomposoit l'acide nitrique du nitrate de mercure et l'oxide de fer passoit au maximum, état dans lequel il a peu d'attraction pour l'acide sulfurique. celui ci alors le quittoit et s'unissoit à la soude du muriate dont l'acide muriatique se combinoit à l'oxide de mercure et formoit un muriate de mercure au maximum qui se sublimoit.

(par l'oxigène de cet acide)

aujourd'hui on employe un procédé plus simple. on commence par préparer du sulfate de mercure au maximum en chauffant dans une cornue comme nous l'avons dit 3 parties d'acide sulfurique et deux parties de mercure. on pulvérise ce sulfate et on le mêle avec parties égales de muriate de soude desseché. on introduit ce mélange dans des matras et on chauffe au bain de sable. il y a échange de bâse dans les deux sels, par ce qu'il en resulte un sel volatil qui est le muriate de mercure au maximum et qui se sublime.

Si au lieu de prendre le sulfate au maximum on l'employoit au minimum d'oxidation, on obtiendroit par la sublimation du muriate de mercure au minimum. ???

Voici encore une manière de préparer ce dernier sel et c'est la plus usitée. on fait un mélange, (à l'aide d'un peu d'eau, dans une terrine vernissée), de 4 parties de muriate de mercure au maximum ou sublimé corrosif et de 3 parties de mercure opéré coulant; on l'introduit dans un matras et on chauffe au bain de sable. on obtient à la partie supérieure du matras un pain compact de muriate de mercure au minimum que l'on nommoit autrefois mercure doux, aquila alba, calomélas et qui lorsqu'il est bien préparé et convenablement lavé pour lui enlever le peu de sublimé corrosif qui peut contenir, ne diffère pas du Précipité Blanc.

Ce qui se passe dans la préparation de ce sel, est facile

à concevoir. la quantité d'acide que peuvent saturer les oxides métalliques est d'autant moindre que ces oxides contiennent moins d'oxigène. lorsqu'on mêle du mercure avec du muriate dans lequel l'oxide est au maximum, cet oxide passe au minimum; sa qté à la verité augmente, mais comme alors il exige moins d'acide, il trouve encore dans la qté d'acide existante dans le sel au maximum, celle qu'il est susceptible de saturer.

Le sublimé corrosif et le mercure doux ne diffèrent donc que par le degré d'oxidation du métal, et non comme on l'a cru pendant longtems par l'état simple ou oxigéné de l'acide muriatique. malgré ce peu de différence dans leur composition, leur différence par leurs effets est étonnante. le muriate au minimum est insoluble et n'a que peu d'action sur l'économie animale; l'autre s'est soluble dans l'eau, encore plus soluble dans l'ether et dans l'alcool, a une saveur métallique insupportable, et est un poison violent. on en arrête les effets ~~par~~ au moyen des substances animales ou végétales et de tous les corps qui peuvent l'absorber ~~&c~~ ou le décomposer ~~en leur enlevant de l'oxigène~~.

La solution du muriate de mercure très oxidé précipitée par l'eau de chaux portoit autrefois le nom d'Eau phagédénique. on ~~l'emploioit comme~~ l'emploie comme escarotique.

L'ammoniaque précipite le sublimé corrosif en un muriate ammoniaco-mercuriel blanc insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide muriatique. si avant de verser l'ammoniaque, on ajoute un leger excès d'acide au muriate de mercure, il n'y aura plus de ppté par ce que le sel triple que l'on formera alors

est très soluble dans l'Eau. cela explique pourquoi en triturant du muriate d'ammoniaque avec du Sublimé corrosif, on en facilite la dissolution dans l'Eau; c'est parce qu'on forme à l'instant un Sel triple qui a la qté d'acide necessaire pour être très Soluble.

~~Mais~~ ce Sel triple Soluble est neutre, et celui que l'on forme en précipitant le Sublimé corrosif par l'ammoniaque est avec un petit excès d'alcali. on le prouve en le faisant secher et le Sublimant dans un matras; l'eau d'ammoniaque ~~est~~ se décompose et réduit l'oxide au minimum d'oxidation, de sorte qu'on obtient un muriate ammoniacomercuriel au minimum. ce n'est pas là le Sel alembroth d'autrefois. ~~est~~ dans celui ci l'oxide ~~est~~ étoit au maximum; on le faisoit en Sublimant un mélange à parties égales, de Sublimé corrosif et de Sel ammoniac.

beurre d'antimoine.

c'est avec le Sublimé corrosif que l'on prépare les différents muriates métalliques qui portoient autrefois le nom de Beurres tels sont ceux d'arsenic, de Bismuth et d'antimoine; ~~prenons~~ ~~ce dernier pour exemple~~ nous avons donné un exemple de leur préparation en parlant du muriate d'antimoine.

Muriate Suroxigéné de Mercure.

Nous avons dit tout à l'heure que le Sublimé corrosif étoit une combinaison d'acide muriatique et d'oxide rouge de mercure et non un composé de ce même oxide avec l'acide muriatique oxigéné; ce qui le prouve encore plus, c'est l'existence de ce dernier Sel qui a été découverte dans ces derniers tems.

D'abord ce Sel ne peut exister au minimum d'oxidation, car le mercure doux traité par l'acide muriatique oxigéné devient Sublimé corrosif; pour l'obtenir donc, on traite de l'oxide rouge de mercure par de l'acide muriatique oxigéné. alors il se forme deux Sels. tout l'oxigène de l'acide se porte sur

une partie seulement et forme de l'acide muriatique sur-oxigéné; l'autre partie devient acide muriatique simple: ces deux acides combinés à l'oxide rouge de mercure forment du muriate suroxigéné et du muriate de mercure au maximum tous deux solubles. on filtre la liqueur, on l'évapore et on la laisse cristalliser. le muriate simple cristallise, le muriate suroxigéné reste dans la liqueur ce sel est très soluble incristallisable et deliquescente, son action sur les animaux est plus forte que celle du sublimé corrosif. il se conduit avec les acides et les corps combustibles, comme le muriate suroxigéné de Potasse.

? Lorsqu'on a traité comme nous venons de le dire l'oxide rouge de mercure par l'acide muriatique oxigéné, il reste au fond de la liqueur une poudre brune qu'on separe par le filtre et qui paroit être <u>un muriate de mercure au maximum avec excès d'oxide</u>. ce sel donne à la distillation du sublimé corrosif, du mercure et de l'oxigène.

Les sels mercuriels insolubles se font par double décomposition.

Le Mercure est précipité de ses dissolutions par les métaux plus combustibles que lui, tels sont le fer, le cuivre &c... une lame de cuivre bien décapée est un des reactifs les plus sure qu'on puisse employer pour reconnoître une petite qté de mercure en dissolution. il s'y forme une tache noire qui devient blanche et brillante par le frottement et qui disparoit par l'application ménagée du calorique.

Oxide Ammoniacal

L'oxide rouge de Mercure paroit pouvoir se combiner avec l'ammoniaque. Pour opérer cette combinaison il

suffit de mettre dans un flacon de l'oxide et de l'ammo-
-niaque et ~~d'agiter~~ d'agiter pendant quelques jours.
l'oxide absorbe l'alcali et devient blanc. séché et mis
sur ~~des~~ charbons ardents il détonne. cette combinaison
se détruit promptement à l'air surtout par l'application
d'une douce chaleur, l'ammoniaque se dissipe et l'oxide
rouge reparoit.

68e Leçon
Zinc.

Du Zinc

Ce métal se trouve sous quatre états. 1° oxidé; souvent
mélé de oxide de fer et de silice et nommé alors calamine
2° carbonaté. 3° sulfuré. autrefois Blende. sa couleur
est ~~[illegible]~~ blanche, jaune, hyacinthe ou noirâtre. 4° sulfaté
provenant probablement de l'altération du sulfure.

Extraction

On ne s'attache pas aux mines particulières au Zinc, pour
en retirer ce métal, on l'extrait comme produit secondaire
de l'exploitation des sulfures de plomb qui contiennent souvent
beaucoup de sulfure de Zinc.

On grille cette mine, pour changer les deux sulfures en oxides
sulfurés. on la stratifie ensuite avec du charbon dans un
fourneau à manche terminé à sa partie supérieure par un
tuyau recourbé. par le feu, le plomb se revivifie et coule
par des ouvertures pratiquées au bas du fourneau. le Zinc
se volatilise et se condense dans la cheminée recourbée.
on le ramasse et on le coule en plaques.

Le Zinc ainsi obtenu est très impur, il contient encore du
fer et du plomb qui lui ~~ont~~ ôtent sa ductilité et l'avoient
fait regarder jusqu'à présent comme ~~un métal~~ étant seulement
demi ductile. mais en le distillant de nouveau dans une
cornue, on l'obtient très pur et au moins aussi ductile

Zinc
Propriétés

que le Plomb et l'Etain.

Le Zinc est d'un Blanc Bleuâtre il pèse 7,19.
Il est facilement fusible sans rougir, et s'oxide tranquillement à sa surface comme le Plomb et l'Etain fondus; mais si on le chauffe dans un creuset fermé jusqu'à le faire rougir, dès qu'on le mettra en contact avec l'air, il brûlera avec une flamme blanche verdâtre éblouissante, et dégagera une fumée blanche qui se condensera dans l'air en flocons extrêmement légers. c'est cet oxide Blanc de Zinc que sa grande rareté avoit fait nommer autrefois nihil album; on le nommoit aussi pompholix et laine Philosophique. cet oxide est le seul que puisse former le Zinc.
Le Zinc se combine au Phosphore et au Soufre.
Lorsqu'on chauffe dans une cornue du Zinc avec du charbon, il s'en dégage du gaz hydrogène zincé et du Zinc qui se dépose sur les parois du Recipient.
L'oxide de Zinc chauffé avec du charbon, se réduit en le faisant passer à l'état de gaz oxide de carbone.
On fait avec le Zinc le mercure et l'Etain un amalgame qui sert à developper le fluide, par le frottement du verre des machines Electriques.

Action des Acides

Action des acides.
L'action de l'acide sulfurique concentré sur le Zinc est la même que sur les autres métaux.
L'acide sulfurique affoibli a une action des plus vives sur le Zinc même à froid. il se dégage du gaz hydrogène plus pur que lorsqu'on se sert de fer.
Le Sulfate de Zinc se fait en grand dans le commerce en faisant rougir avec le contact de l'air le Sulfure de Zinc, et le plongeant dans l'eau qui dissout le Sulfate formé

par l'absorbtion de l'oxigène de l'air, car ce n'est par l'Eau qui le fournit. on repète ainsi cette opération jusqu'à ce que tout le sulfure soit changé en sulfate ~~et~~ et dissous dans l'Eau. mais comme le sulfure de Zinc contient ~~aussi~~ du sulfure de fer, il s'en suit que la dissolution contient aussi du sulfate de fer. on la fait évaporer et cristalliser. le sulfate de Zinc cristallise le 1er, le sulfate de fer reste dans l'Eau mère. néanmoins comme le départ de ces deux sels ne se fait pas exactement le sulfate de Zinc du commerce q. contient toujours un peu de sulfate de fer; dont on le debarrasse en le calcinant légerement, pour faire passer le fer au maximum d'oxidation, le dissolvant[x], faisant évaporer et cristalliser.

x filtrant

L'acide nitrique a une action très violente même à froid sur le Zinc. il y a un dégagement considérable de calorique, et une partie de la liqueur est projettée hors du vase. dans cette action, la partie de l'acide nitrique décomposée, l'est entièrement; l'azote est mis à nud et cause la décomposition d'une partie de l'Eau, de l'hydrogène de laquelle il s'empare de sorte qu'il se forme de l'ammoniaque, et que la liqueur contient outre le nitrate de Zinc du nitrate d'ammoniaque. Le nitrate de Zinc est difficilement cristallisable et déliquescent.

L'action de l'acide muriatique est aussi très forte; il se dégage du gaz hydrogène. le muriate de Zinc est syrupeux peu cristallisable et deliquescent.

L'acide muriatique oxigéné dissout très promptement le Zinc; enfin tous les acides attaquent ce métal.

Toutes les dissolutions de Zinc sont incolores de même que leurs sels. les alcalis en précipitent l'oxide blanc. un excès ~~de~~ de Potasse de Soude et surtout d'ammoniaque redissout le ppté.

Zinc

Le Prussiate de Potasse precipite les dissolutions de Zinc en blanc jaunâtre. les hydrosulfures en Blanc. l'hydrogène Sulfuré n'en forme aucun. de tous les métaux il n'y a que le manganèse qui se conduise ainsi avec ces 3 Réactifs, mais on voit du reste combien il est facile de les distinguer.

69e Leçon

Plomb

Du Plomb.

Le Plomb se trouve sous dix états differents dans le sein de la Terre. 1° natif. 2° Sulfuré. 3° oxidé. 4° Sulfaté. 5° muriaté. 6° Phosphaté. 7° carbonaté. 8° arsenié. 9° molybdaté. 10°. Chrômaté. outre le ~~cet~~ chrômate de plomb on trouve aussi une combinaison des deux oxides de Chrôme et de plomb.

Extraction

La mine de Plomb Sulfuré anciennement nommée Galene est la plus abondante et la seule exploitée.

On commence par la griller, pour en séparer du Soufre ; on la pulvérise ensuite, on y mêle de l'argile détrempée et on en forme des mottes que l'on fait Secher.

alors on construit en maçonnerie un four quadrangulaire ou mieux un encaissement de quatre pieds en longueur et en largeur, duquel on pratique des ouvertures ~~[illegible]~~ à la partie Inferieure. on place sur le sol des poûtres, dessus des branches et enfin une couche de charbon. c'est sur ce charbon que l'on dispose les mottes, et on allume le feu. le bois brûle lentement, le plomb s'oxide, le Soufre se volatilise en grande partie, et lorsque la combustion est terminée on a un résidu composé de cendres, d'argile et d'oxide de Plomb Sulfuré. on Stratifie ce mélange tel qu'il est avec du charbon dans un fourneau à manche le même dans lequel on obtient le Zinc. le plomb fondu coule dans un reservoir destiné à cet usage. il est ~~[illegible]~~ preservé de l'oxidation par une

Plomb

frite vitreuse produite par la fusion de l'argile avec les cendres. on le fond une seconde fois pour l'avoir plus pur.

Propriétés

Le Plomb est d'un gris terne. il pèse 11,352. il est très mou, attaquable par l'ongle, pliant, non élastique, non sonore; facilement laminable et très peu tenace. il se fond à 252° du thermomètre de Réaumur, et peut se volatiliser par une plus forte chaleur. fondu et exposé à l'air, il se recouvre d'une pellicule grise terne, qu'on peut enlever en découvrant la surface du métal, qui ne tarde pas à s'oxider de nouveau. on peut en découvrant toujours la surface, transformer tout le plomb en cette matière grise.

Oxides

~~[illegible]~~ on a regardé longtems cette matière grise comme le ~~produit du 1er oxid~~ resultat du 1er dégré d'oxidation du plomb, et on reconnoissoit alors un <u>oxide gris de plomb</u>; mais on a prouvé depuis que cette <u>crasse</u> n'étoit qu'un simple mélange de plomb métallique et d'oxide jaune. pour cela on le frappe dans un mortier, afin d'applatir le plomb et de pulveriser l'oxide, on delaye le tout dans l'eau qu'on enlève trouble. on la laisse reposer, l'oxide jaune se ppte et paroit sous la couleur qui lui est propre.

cet oxide jaune est donc le 1er dégré d'oxidation du plomb. il contient 0,07 d'oxigène il est facilement fusible, et est le seul des oxides de plomb qui soit soluble dans les acides sans subir d'altération. on l'obtient <u>en grand</u>, en calcinant ~~dans un fourneau de reverbère~~ et remuant avec un reingard dans un fourneau de reverbère ~~la crasse [illegible]~~ du plomb préalablement reduit en crasse grise. on le nommoit autrefois <u>massicot</u>.

pour avoir le 2d oxide de plomb, on construit des fours adossés les uns aux autres, dont le dôme est très surbaissé et dont l'âtre est façonné en rainures. on remplit ces rainures avec de l'oxide jaune, on chauffe avec du bois blanc très sec, et on

remue continuellement avec des ringards jusqu'à ce que l'oxide ait acquis une belle couleur rouge. alors on ferme le fourneau et on le laisse refroidir lentement. l'oxide ainsi obtenu se nommoit autrefois <u>minium</u>. il est rouge, contient 0,10 d'oxigène et forme de l'acide muriatique oxigéné lorsque le traite par l'acide muriatique.

Il existe encore un troisième oxide de plomb, mais on ne peut l'obtenir directement. on le forme par l'action des acides et surtout de l'acide nitrique sur l'oxide rouge.

nous avons dit que l'oxide jaune étoit le seul soluble dans les acides, lors donc qu'on traite de l'oxide rouge par l'acide nitrique une partie se desoxide, et comme il ne peut pas se former un acide oxigéné, l'oxigène se porte sur la 2de partie de l'oxide rouge, et le fait passer à l'état d'oxide puce contenant 0,15 d'oxigène.

cette portion d'oxigène qui fait passer l'oxide rouge à l'état d'oxide puce y tient bien peu; ce qui explique pourquoi trituré avec un quart de soufre, l'oxide puce s'enflamme presqu'aussitôt. dans cette expérience il se forme de l'acide sulfureux et du sulfure de Plomb.?

L'oxide puce traité par l'acide muriatique en dégage beaucoup d'acide muriatique oxigéné. exposé à un feu violent, il ~~devient~~ perd de l'oxigène et devient oxide rouge.

L'oxide rouge chauffé de même perd encore de l'oxigène devient oxide jaune et se fond. il faut alors se presser de le couler, car il a une telle tendance à se combiner aux terres, qu'il perce les meilleurs creusets en moins d'une demi heure de fusion. cet oxide ainsi coulé est d'un jaune doré, brillant et en paillettes micacées. on le nommoit autrefois <u>litharge</u> on le nomme aujourd'hui <u>oxide de plomb demi vitreux</u>

65.

L'oxide Jaune de plomb violemment chauffé, finit lui même par perdre son oxigène et par repasser à l'état métallique.

L'oxide Jaune de plomb n'est guère employé que dans la peinture en detrempe. La Litharge est d'un usage bien plus étendu. on s'en sert beaucoup en pharmacie.

La Litharge pulverisée et mise à bouillir dans une solution de muriate de soude, décompose ce sel, et forme un muriate de plomb avec excès d'oxide Jaune insoluble, utilé dans la peinture. la soude reste dans la liqueur.

L'oxide Rouge de plomb est très employé surtout pour la fabrication du cristal ou flint glass. Longtems nous avons été tributaires des anglois pour cet article, mais à présent on en fabrique en france d'aussi beau qu'en angleterre.

voici le moyen de préparer ce verre. il faut d'abord avoir du sable bien pur; ~~de la~~ tel est celui de fontainebleau. on en mêle 3 parties avec une partie de potasse purifiée. on fait fondre dans un pot couvert pour empêcher que la flamme ne noircisse la matière. la fusion opérée on y ajoute une qté déterminée d'oxide rouge de plomb; on donne un fort coup de feu, et lorsque le cristal est fait on le façonne.

Il faut surtout pour cette opération que le minium ne contienne pas de cuivre qui donne au cristal une teinte verdâtre. c'est même à sa presence qu'a été due si longtems l'inferiorité du cristal françois. ~~de~~ aujourd'hui on a trouvé moyen d'y remedier.

L'oxide de plomb donne au verre une grande pésanteur et la proprieté de Refracter fortement la lumière. il y est à l'état d'oxide Jaune. le flint glass anglois pèse 133. on en a fait en france qui pésoit jusqu'à 149.

Plomb

Le plomb s'unit au soufre et au phosphore. Lorsqu'on fait le sulfure par la fusion du soufre avec le plomb, à l'instant où la combinaison a lieu il y a un grand dégagement de calorique et aussi de lumière.

Le plomb forme plusieurs alliages très employés que nous connoîtrons par la suite.

Action des Acides

Action des acides.

à froid l'acide sulfurique n'a aucune action sur le plomb, à chaud, l'acide concentré l'attaque et forme un sulfate insoluble dans l'eau et dans tous les acides.

L'acide nitrique dissout très vivement le plomb. il le forme un nitrate soluble et facilement cristallisable. on le fait ordinairement avec la litharge.

L'acide muriatique n'a aucune action sur le plomb; mais il dissout facilement la litharge; le muriate ainsi obtenu est avec excès d'acide, ~~est~~ un peu soluble, et cristallisable. on peut encore obtenir un muriate de plomb en décomposant le nitrate de plomb par le muriate de soude. ce muriate alors est blanc neutre et insoluble.

Tous les autres sels de plomb se font de même par double décomposition. Le Phosphate est très soluble dans les acides. le Chromate est d'un bien beau jaune et utile en peinture. le Carbonate est blanc et sert à étendre et à modifier les couleurs.

Le plomb sert pour conduire et contenir les eaux, pour la couverture des Edifices, pour extraire l'argent et pour connoître le titre de l'or. &c &c &c

67.
70e Leçon

Etain.

De L'Etain

L'Etain se rencontre à l'Etat d'oxide et à celui de sulfure.
On ne l'a pas encore trouvé à l'Etat métallique ni combiné aux acides.
La France ne possède aucune mine d'Etain. l'angleterre en a de très riches dans la province de cornouailles et dans les Indes à Banca et à malaca.

Quand la mine ne contient ni sulfure de fer ni sulfure de cuivre, on la pile, on la lave, et on la réduit au moyen du charbon. mais quand elle en contient, on la bocarde et on la grille pour changer les sulfures en sulfates; on la plonge dans l'eau et on la grille de nouveau et alternativement jusqu'à ce que tous les sulfures soient reduits en sulfates et dissous par l'eau. alors on ramasse l'oxide d'étain qui s'est précipité au fond et on le reduit dans un fourneau à manche à l'aide du charbon. on met dans le fourneau alternativement une couche de charbon et une couche d'oxide; on allume le feu par en haut et on l'active avec un fort soufflet. L'Etain révivifié et fondu coule dans la partie inferieure du fourneau ~~où il est reçu dans des moules~~ d'où on le fait écouler pour le recevoir dans des moules en saumons ou en chapeaux.
L'Etain ainsi obtenu contient encore une petite qté de fer et de cuivre qu'on peut facilement en séparer par une fusion lente et modérée, ces deux métaux étant bien moins fusibles.

Tous les Etains ne sont pas également estimés; ceux de Banca et de malaca sont beaucoup plus purs que ceux d'angle-terre et d'allemagne qui contiennent jusqu'à 0,015 de fer et de cuivre. on y trouve aussi de l'arsenic, mais jamais en aussi grande qté que Margraff l'avoit annoncé. il disoit que l'Etain en contenoit quelquefois jusqu'à 10 pour 100.

Etain.

le Gouvernement François effrayé d'apprendre qu'une matière aussi dangereuse se trouvât en si grande quantité dans un métal d'un usage très répandu, chargea MM. Bayen et Charlard d'en déterminer la proportion. ceux ci se servirent d'acide muriatique qui à froid dissout l'Etain le cuivre et fer et laisse l'arsenic qui se précipite sous la forme d'une poudre grise en décantant et en lavant le ppté, ils trouvèrent que l'Etain d'Europe qui est le plus impur contenoit au plus 0,02 d'arsenic.

Propriétés

L'Etain pur est d'un blanc éclatant assez semblable à celui de l'argent. il pèse 7,291. lorsqu'on le ploie il fait entendre un déchirement que l'on nomme cri de l'Etain. Le Zinc à qui on attribuoit aussi cette propriété ne la possède pas, lorsqu'il est bien pur.

L'Etain est mou, passe difficilement à la filière, mais se lamine très bien. il se fond à 168° R. et est par conséquent plus fusible que le plomb et le bismuth. par le refroidissement lorsqu'il est pur, il cristallise difficilement en aiguilles remplies d'aspérités octaédriques. lorsqu'il contient du plomb il cristallise plus facilement et en beaux rhombes.

Oxidation

L'Etain tenu en fusion avec le contact de l'air, se couvre d'une pellicule grisâtre; si on enlève cette pellicule il s'en formera une autre, et ainsi de même jusqu'à ce que tout le métal soit changé en cette matière qu'on nommoit autrefois potée d'Etain cette potée differe suivant l'intensité du feu, et le temps qu'on emploie. lorsqu'on chauffe à la température seulement nécessaire pour tenir l'Etain en fusion, la potée est grise et est un mélange d'étain metallique et d'oxide au minimum lorsqu'on chauffe davantage, et même après au tout

l'Etain a été changé en potée. cette potée blanchâtre est ~~au~~ est alors un mélange d'oxide au minimum et d'oxide au maximum, enfin ~~[illegible]~~ si on chauffe fortement et pendant longtems, on fera passer tout l'Etain à l'Etat d'oxide au maximum; ~~cependant comme~~ mais comme par ce moyen il est difficile d'obtenir les deux oxides isolés, on se les procure par les acides.

Pour avoir l'oxide au minimum on traite l'Etain dans une cornue par l'acide muriatique concentré, et on obtient un muriate d'Etain peu oxidé que l'on précipite par l'ammoniaque de préférence à la potasse et à la soude dont un excès pourrait redissoudre le ppté. (1)

L'Etain traité par l'acide nitrique concentré se décompose, et s'oxide au maximum sans s'y dissoudre. on lave exactement l'oxide, on le fait sécher, et on le chauffe pendant quelque tems pour lui faire perdre une assez grande qté d'Eau qui y est comme combinée.

Il est assez remarquable que l'Etain qui à l'Etat métallique est un des métaux les plus légers, surpasse en pésanteur, à l'Etat d'oxide, la plupart des autres métaux. cette pésanteur de l'oxide d'étain est telle, que sa différence avec celle de l'Etain ~~n'est~~ n'est environ que d'un vingtième en moins; tandis que d'autres métaux offrent dans des cas semblables des différences qui sont

(1) Les métaux traités par l'acide muriatique et aussi par l'acide sulfurique foible, ne donnent en général que des sels au minimum. ~~et~~ cela doit être, car dans l'action ~~et~~ de ces deux acides, c'est l'Eau qui se trouve décomposée, et comme l'hydrogène ne cède pas facilement son oxigène au métal, celui ci ne peut s'oxider qu'au minimum. Si quelquefois, cela est rare, on obtient des sels au maximum, c'est que le surplus de l'oxigène se trouve fourni par l'air.

Etain.

jusqu'à la moitié ou au tiers.

Le Sulfure d'Etain est moins fusible que le métal; il cristallise en lames brillantes, et contient 0,20 de Soufre.

Le Phosphure se fait directement dans une cornue. il est cassant.

Alliages

Quelques portions d'arsenic rendent l'Etain cassant.

Deux parties de plomb et une partie d'Etain, donnent un alliage plus fusible que les deux métaux séparés; de sorte qu'on s'en sert pour souder les pièces de plomb ou d'étain. on le nomme Soudure.

Quatre parties de plomb et une d'Etain forment un alliage qui jouit de la propriété de brûler avec flamme lorsqu'on le projette dans un creuset rouge. pour expliquer cette combustion, il faut supposer entre les deux oxides une certaine attraction qui la détermine.

L'Etain et le mercure se combinent en toutes proportions et forment un amalgame plus ou moins solide selon que l'Etain y est en plus ou moins grande quantité. c'est cet amalgame préparé de la manière que nous allons dire, qui sert à étamer les glaces.

On a une table de marbre ou de bois très uni, montée sur des pieds construits de façon à pouvoir lui donner un niveau parfait. on étend dessus une feuille d'Etain de la grandeur de la glace à étamer, on la brosse pour en ôter la poussière et les impuretés. on y verse et on y étend du mercure à une hauteur de quelques millimètres. on coule dessus la glace, en raclant légèrement l'amalgame avec un de ses côtés, pour en séparer la surabondance de mercure. on charge également la glace de poids: l'excès du mercure en sort encore; on la laisse ainsi 3 ou 4 jours, au bout desquels l'amalgame est plus

intimement fait, solidifié et fixé sur le verre.

huit parties de Bismuth, cinq de plomb et trois d'Etain forment un amalgame qui se fond dans l'Eau bouillante.

On se rappelle sans doute que nous avons expliqué ce phénomène dans le commencement de notre cours, en prouvant que ~~les faces esttaesdeu~~ l'Etat liquide dans les corps composés n'existoit qu'entre ~~leurs~~ particules et non entre leurs molécules constituantes, et en en tirant la conséquence, que dans cet alliage chaque particule est solide, et formée de molécules solides, mais que l'assemblage de ces particules est presque liquide en raison de leur peu de cohésion.

Action des Acides

Action des acides.

L'acide sulfurique concentré n'a pas d'action à froid sur l'Etain. à chaud il est décomposé, il se dégage de l'acide sulfureux et il se forme, quoique difficilement, du sulfate d'Etain.

ce sulfate est au minimum, et très peu soluble même dans un excès de son acide. on ne l'obtient guères plus facilement avec l'acide étendu.

L'acide nitrique a une action d'autant plus violente sur l'Etain qu'il est plus concentré. une partie est totalement désoxigénée, il se forme du nitrate d'ammoniaque qui reste dans la liqueur, et de l'oxide d'Etain au maximum qui se pp^te^.

L'acide muriatique dissout l'Etain et forme un muriate au minimum. L'acide muriatique oxigéné et l'acide nitro-muriatique attaquent ce métal avec beaucoup de force et forment un muriate au maximum.

Le muriate d'Etain est très avide d'oxigène. il l'enlève à tous les corps qui en contiennent et passe au maximum. c'est ainsi qu'il décompose l'acide molybdique et le précipite en oxide bleu, qu'il décompose l'acide sulfureux et en pp^te^ le soufre. le muriate d'Etain au maximum n'altère en rien ~~pas~~ ces deux acides.

Le muriate d'Etain au minimum a sur le sublimé corrosif une action

qui varie suivant la qté qu'on en emploie.

1° Lorsqu'on verse peu de muriate de mercure très oxidé dans beaucoup de muriate d'Etain au minimum ×; d'abord celui ci fait passer le muriate mercuriel au minimum et le précipite en Blanc; mais comme son attraction pour l'acide muriatique augmente ~~aussi~~ en même temps que la proportion d'oxigène qu'il contient, bientôt il décompose le muriate de mercure, et le précipité passe au noir qui est la couleur de l'oxide de mercure au minimum.

2° Lorsqu'on verse au contraire peu de muriate d'Etain au minimum dans beaucoup de muriate de mercure au maximum celui ci est de même ppté à l'Etat de muriate au minimum. mais la décomposition ~~en reste~~ demeure là et le précipité reste blanc.

Le muriate d'Etain peu oxidé décompose le muriate d'or. l'or en partie réduit se précipite entrainant avec lui une partie de l'oxide d'Etain. le précipité est pourpre et se nommoit autrefois pourpre de cassius. nous y reviendrons.

~~Le muriate~~ L'acide muriatique oxigéné change le muriate d'Etain au minimum en muriate au maximum, sans formation d'aucun précipité, parceque l'oxide d'étain trouve dans la liqueur la quantité d'acide qu'il est susceptible de saturer de plus en raison de son plus grand degré d'oxigénation.

Le muriate d'Etain au minimum exposé à l'air en absorbe l'oxigène, et comme l'oxide au maximum exige pour se dissoudre plus d'acide que l'oxide au minimum, une partie se précipite.

Le muriate d'Etain au maximum peut donc être ~~s'obtenir~~ par les deux ~~derniers~~ moyens que nous venons d'indiquer; mais en voici un troisième qui est plus usité.

On prend trois parties d'Etain que l'on fait fondre avec

× a lui ci s'empare à la fois de l'oxigène et de l'acide du 1er et le précipite d'abord à l'état de ~~bea~~ muriate de mercure au minimum blanc. mais la décomposition du sel mercuriel ne s'arrête pas là, il continue de céder son oxigène et son acide au muriate d'Etain, et bientôt le précipité passe du blanc au noir gris qui est la couleur du mercure métallique très divisé.

une partie de mercure dans la vue seulement de le rendre cassant. on le pulverise, on y mêle 8 parties de sublimé corrosif, on introduit le tout dans une cornue de verre à laquelle on adapte un récipient et on chauffe très legèrement. L'Etain s'empare de l'oxigène et de l'acide du sublimé corrosif, et forme du muriate d'Etain au maximum qui se volatilise et vient se condenser dans le Récipient. le mercure reste dans la cornue.

Ce muriate au maximum ainsi obtenu est liquide à la température ordinaire de l'air, et cependant est entierement privé d'Eau. par un refroidissement suffisant il prend un état gélatineux. il a une si grande attraction pour l'Eau, que lorsqu'on l'y projette, il y cause un bruissement considérable; c'est en raison de cette même attraction et de sa volatilité, qu'il répand une vapeur très épaisse+ lorsqu'on debouche le flacon ~~qu'il~~ qui le contient. ~~cette propriété l'avoit fait nommer autrefois~~ Liqueur fumante de Libavius. lorsqu'on l'Etend d'Eau, on le fixe, et il perd sa propriété de fumer.

+ dans l'air

Les deux muriates d'Etain ainsi que tous les sels à base d'Etain précipitent en blanc par les alcalis, parceque les deux oxides de ce métal sont blancs. la potasse et la soude peuvent redissoudre le précipité.

Lorsqu'on traite le muriate d'Etain au minimum par un hydro-sulfure l'acide muriatique se combine à la bâse alcaline, l'hydrogène reduit entierement le métal et on obtient un précipité brun marron de sulfure d'Etain.

Si au lieu de muriate au minimum on emploie le muriate au maximum, alors l'oxide ne se trouve pas entierement desoxigéné, et on ~~a un~~ obtient un précipité Jaune qui est un oxide d'Etain sulfuré. cet oxide sulfuré a aussi été nommé

Or mussif; on le prépare le plus ordinairement par la voie sèche, comme on va le dire.

On fait un amalgame de 3 parties d'Etain et d'une partie de mercure; on prend ensuite trois parties de soufre et deux de sel ammoniac. on fait un mélange du tout et on l'Introduit dans un creuset que l'on place dans un ou deux autres qui lui servent d'Envelopper. on pose ces creusets au milieu d'un fourneau, on place quelques charbons autour, et on chauffe modérément pendant trois ou quatre heures.

Dans cette opération le mercure ne sert qu'à diviser l'Etain, et le sel ammoniac qu'à fournir de l'Eau, car il se sublime par la chaleur. l'Eau est décomposée par l'Etain, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré et il se forme de l'oxide d'Etain sulfuré ou or mussif. si on chauffoit trop fort on changeroit l'oxide d'Etain sulfuré, en acide sulfureux et en sulfure noir d'Etain.

Le Prussiate de Potasse le précipite les dissolutions d'Etain en blanc; l'acide gallique n'y forme aucun précipité.

L'Etain est très employé pour la fabrication de vases et d'Instruments à l'usage domestique. son muriate sert à la préparation de l'Ecarlate.

47

71e Leçon

Fer.

Du Fer.

Cette de tous les métaux le plus commun. il existe dans les substances minérales végétales et animales. on le rencontre sous onze états dans la terre.

1°. natif. on a longtems douté si le fer natif n'étoit pas un produit de l'art; mais aujourd'hui qu'on en connoit des masses enormes, il n'est plus permis de les attribuer aux foibles efforts des hommes. en Sibérie on a trouvé une masse de fer natif pésant   myriagrammes. Dans l'amérique septentrionale on en a découvert une autre masse pésant 1500 myriagr. et ce qu'il y a de plus étonnant au milieu d'une plaine immense de nature argileuse, et loin de tout autre corps solide.

Enfin plusieurs fois on en a vu tomber de l'atmosphère. alors il contient un peu de Nickel; et si on fait attention que ces masses de fer dont nous venons de parler en contiennent aussi, on pourra douter si elles ne sont pas venues par la même voie.

2° Oxidé. Bien plus commun, ce qui est facile à expliquer, vu la grande attraction du fer pour l'oxigène. c'est dans cet état qu'il existe dans la terre végétale et dans un grand nombre de pierres.

3° Sulfuré. encore très répandu. est en masses cristallisées, lamelleuses, d'un jaune plus ou moins pur ~~et~~, éclatant et se rapprochant de celui de l'or.

4° Carburé. Gris noirâtre ou bleu foncé. octaèdrique ou lamelleux tendre, ~~et~~ doux au toucher, noircit les doigts ~~tache~~ et le papier.

5° Arsenié. autrefois nommé mispickel. il existe aussi du sulfure de fer arsenié.

6° Sulfaté. assez commun. provient de la décomposition

de l'air et de l'Eau par le Sulfure de fer. on l'obtient par lixiviation.

7° Phosphaté. très nuisible aux mines. Insoluble d'un blanc gris; se trouve dans les mines de fer limoneuses.

8° Carbonaté. autrefois fer Spathique. mêlé de carbonate de Chaux et de manganèse. mine très précieuse.

9° Chromaté. 10° Tungstaté. 11° Molybdaté.

On peut compter une douzième mine de fer qui est le fer oxidé quartzifère autrefois nommé Emeril. on pourrait aussi distinguer deux espèces de mines de fer oxidé, ~~de~~ selon leur degré d'oxidation.

De toutes ces mines on n'exploite guères que celles d'oxide et de carbonate de fer, parcequ'elles suffisent à la consommation, qu'elles le donnent plus pur que les autres et à meilleur compte.

L'oxide de fer est rarement pur, le plus souvent il est dispersé par petites masses dans une gangue argilleuse. Voici le procedé ordinairement employé pour en retirer le fer.

On le pulvérise la mine, et on y ajoute de la craie et de l'argile lorsqu'elles n'en contient pas assez (1). cette addition a un double but; d'abord l'argile et la chaux en se vitrifiant facilitent la fusion du fer, ensuite ces fondants étant plus leger que le métal reste à sa surface et le préservé de l'oxidation.

Si la mine contenoit naturellement une trop grande quantité d'argile, on seroit obligé d'en séparer l'excès par le lavage. quelquefois aussi elle contient du soufre et de l'arsenic, alors on la grille avant d'y ajouter du fondant. La mine étant

(1) les ouvriers nomment la craie, castine, et l'argile, arbue.

ainsi préparé, on procède à la fonte.

Le Fourneau qui sert à cette opération se nomme haut-Fourneau: il a de trente à quarante pieds de hauteur et a la forme de deux cônes tronqués appuyés base à base, de manière que la partie du milieu est plus vaste que les deux extrémités. ce fourneau reste ouvert par le haut; l'ouverture se nomme Gueulard et sert à le charger.

On y met alternativement un panier de charbon et un panier de minerai préparé. on allume le feu qui dans les bonnes forges ne doit jamais s'éteindre, et on active la combustion au moyen de deux énormes soufflets en Bois.

L'acide carbonique de la Craie se dégage. l'argile et la chaux se fondent et fondent l'oxide. l'aggrégation de celui ci étant rompue comme il se trouve entouré de Charbon, il se réduit, et le fer coule dans la partie inférieure du fourneau qui est terminé par un creuset.

Ce creuset est en briques. il a trois pieds de haut et deux de large à son ouverture. il est percé de deux trous, l'un Inférieur que l'on tient bouché avec de l'argile, l'autre Superieur qui reste ouvert. la matière qui tombe dans ce creuset est un mélange de fer et de fondant. le fer gagne le fond, et le fondant reste à la surface; de sorte que lorsque le creuset s'emplit, ce dernier s'écoule par le trou Supérieur. lorsque le creuset est rempli de fer, ce que l'habitude apprend à connoître, on débouche le trou Inférieur, le métal coule et se solidifie dans une rainure creusée sur le sable. en cet état on le nomme fonte. sa masse s'appelle ~~Gueuse~~ Gueuse et les fondants Laitier. ce fondant contient encore une grande qté d'oxide de fer, ce qui fait sentir la necessité de ne mettre que

les quantités d'argile et de craie nécessaires.

La fonte n'est pas à beaucoup près du fer pur. c'est un composé de fer, d'oxide de fer et de charbon mêlé en outre à du laitier elle est noire, grise ou blanche selon la qté de charbon qu'elle contient; quelquefois elle est mélangée et se nomme alors _fonte truitée_. la fonte noire est la meilleure.

Pour changer la fonte en fer, on la fond dans un creuset de fer battu et on dirige dessus le vent d'un soufflet.

Le charbon brûle, et le fer se sépare de l'oxide. celui ci étant bien plus fusible il en résulte une matière molle dans laquelle nage un corps beaucoup plus dur. alors l'ouvrier remue la matière avec un fort ringard, et le plonge partout afin de rassembler le fer à l'entour; lorsqu'il en a une masse de 60 à 70 livres, il la soulève et la fait glisser sur un plan de fer incliné jusqu'à une enclume où un lourd marteau la bat, en rapproche les molécules et en chasse la fonte qui y restait encore interposée. il la reporte au feu, la fait rougir de nouveau, et la remet sur l'enclume, où alors elle se trouve frappée si vivement ~~par~~ par le marteau (qui tombe deux fois dans une seconde), qu'elle se conserve rouge assez longtems pour qu'il ait le tems de l'alonger en une barre de 15 à 20 pieds.

L'oxide de fer reste dans le creuset. on le fait écouler en ouvrant de tems en tems un des trous dont ce creuset est percé à une certaine hauteur.

Il y a encore une autre méthode d'exploiter le fer, dite _à la catalane_, et usitée surtout pour le carbonate de fer

comme ce carbonate contient souvent du sulfure de fer et du carbonate de magnésie qui s'opposeroit à la fusion, on commence par laisser la mine longtems exposée à l'air afin d'acidifier le soufre et de diviser le carbonate de magnésie on l'expose ensuite à un courant d'Eau qui enlève les deux sels, et on traite directement dans un creuset le carbonate de fer par du charbon qui décompose l'acide carbonique et reduit le métal.. on le chauffe fortement et on le martelle. Lorsque le carbonate de fer est pur, on obtient de suite de l'acier par cette methode.

On réduit de la même manière l'oxide de fer de l'Isle d'Elbe.

Le fer du commerce varie encore beaucoup en pureté et en bonté. quelquefois il est ductile à froid et à chaud; c'est le meilleur et le plus pur. tel est celui de Suède. Souvent il est ductile à froid et cassant à chaud, comme celui de france. on a attribué cette propriété au phosphure de fer, mais sans beaucoup de preuves. d'autres fois il est cassant à froid et ductile à chaud, ce qu'on attribue à l'arsenic et au manganèse; enfin il est quelquefois cassant à froid et à chaud; alors il ne vaut rien et se rapproche de la fonte.

Propriétés

Le Fer autant pur qu'on puisse l'obtenir, est d'un blanc gris. il pèse 7,78. il est très ductile à la filière, mais peu au laminoir à cause de sa ténacité qui est plus grande que celle des autres métaux. sa saveur est très marquée ainsi que son odeur qui se developpe par le frottement. La propriété la plus singulière du fer est sa vertu magnétique.

on a cru longtems qu'il étoit le seul métal qui possedât cette propriété, mais on sait aujourd'hui que le cobalt et le nickel en jouissent, quoique dans un moindre dégré.

Le fer est moins difficile à fondre que le platine, le tungstène, l'Urane, et le manganèse, mais il l'est plus que le cuivre, l'or et l'argent. il exige 180° du pyromètre de Wedgwood, qui est la plus haute température qu'une excellente forge puisse atteindre. il peut cristalliser par le refroidissem[ent]

72e Leçon

Oxides

Le Fer est susceptible de former trois oxides; l'oxide rouge ou au maximum, l'oxide noir ou au médium, et l'oxide Blanc ou au minimum.

Oxide Rouge

L'oxide Rouge peut s'obtenir. 1° par l'action de l'acide nitrique très concentré sur le fer. 2° par la calcination prolongée du sulfate de fer. 3° par la calcination du fer en limaill[e] avec le contact de l'air.

Dans les forges, il se détache des Barres de fer rouge que l'on bat sur l'enclume, des écailles noirâtres et cassantes, nommées Battitures qui sont un mélange de fer et d'oxide noir. par une calcination prolongée dans un creuset le fer et l'oxide passent à l'état d'oxide Rouge. cet oxide rouge ainsi obtenu se nommoit autrefois Safran de mars astringent.

La préparation connue sous le nom de Safran de mars apéritif s'obtient en exposant de la limaille de fer à l'action de l'air ~~accéléra~~ humide. l'oxidation s'en fait promptement, mais elle est accélérée par l'acide

carbonique de l'air qui s'y fixe, de sorte qu'on obtient un carbonate de fer. il est jaune.

Oxide Noir

L'oxide noir peut s'obtenir en calcinant convenablement le fer. mais ce moyen est inexact, parcequ'on risque d'avoir un mélange ~~d'oxide noir et d'oxide rouge~~ de fer et d'oxide noir, ou de celui ci et d'oxide rouge. il en est de même, lorsqu'on chauffe dans un creuset du fer et de l'oxide rouge, dans la vue d'obtenir de l'oxide noir, l'oxigène se partageant dans les deux. il vaut donc mieux se servir du procédé indiqué par Lemery. ce procédé le donne pur, et est fondé sur ce que le fer décompose l'Eau à froid, s'oxide, ~~[illegible]~~ et s'arrête à l'Etat d'oxide noir, son attraction pour l'oxigène n'étant plus alors assez grande pour decomposer de nouvelles portions de liquide. le voici.

On met du fer en limaille fine et non oxidée, dans une terrine avec de l'Eau de manière à ce qu'il en soit recouvert, on l'agite de tems en tems pendant 6 mois, ayant le soin de remettre de l'Eau ~~au~~ besoin. au bout de ce tems on étend encore davantage d'Eau, on agite bien, on laisse reposer un instant, pour que le fer se precipite, on decante le liquide trouble en raison de l'oxide qui y est suspendu. et on le laisse reposer dans un autre vase.

L'oxide ~~[illegible]~~ noir ainsi préparé se nommoit autrefois Æthiops martial et Safran de mars de Lemery.

Oxide Blanc

On ne peut se procurer l'oxide blanc que par le moyen des acides, et encore faut-il que ce soit un des acides indécomposables par les métaux, afin que ce soit l'Eau

qui cède son oxigène au métal, sans quoi, comme nous avons déja eu occasion de le remarquer, l'oxide ne seroit pas au minimum.

On prend donc de l'acide muriatique ou de l'acide sulfurique affoibli, et lorsque la dissolution du fer est opérée, on en précipite l'oxide par un alcali.

cet oxide blanc est si avide d'oxigène qu'on ne peut l'obtenir isolé par la seule agitation à l'air du liquide qui le tient en suspension; il devient verd; une exposition plus prolongée à l'air le feroit passer au rouge; et si cette transformation s'opéroit dans un vaisseau fermé, on verroit ensuite en y plongeant une bougie, que l'oxigène a été absorbé.

On peut rendre cette oxidation progressive du fer encore plus frappante. nous venons de voir que le sulfate de fer au minimum précipitoit en blanc par un alcali; ajoutons y une petite qté d'acide muriatique oxigéné, il pp tera en ~~noir~~ vert noirâtre; ajoutons une plus grande qté du même acide, il précipitera en rouge.

a voir les dissolutions de fer au médium précipiter en vert foncé et non en noir, il sembleroit qu'il existe un quatrième oxide de fer. mais cet oxide vert est le même que l'oxide noir obtenu par la décomposition de l'eau; il n'en diffère que par la densité.

Voici encore d'autres moyens de distinguer les dissolutions de fer dans ses trois états d'oxidation. On les prépare comme nous venons de le dire à l'aide de l'acide muriatique oxigéné, en l'ajoutant avec précaution et essayant la liqu

Le prussiate de potasse précipite le Sulfate de fer au minimum en blanc légèrement verdâtre; le Sulfate au médium en beau bleu et le Sulfate au maximum en bleu très foncé.

L'acide gallique pur ne pp̃te pas le Sulfate de fer au minimum il précipite celui au médium en bleu, et celui au maximum en bleu si foncé qu'il en paroit noir. L'Infusion de noix de galle, qui contient l'acide gallique uni au tannin précipite le Sulfate de fer au minimum. le précipité est lilas.

Action des Corps Combustibles.

Action des corps combustibles.

Quoiqu'en aient avancé plusieurs chimistes, l'hydrogène ne peut dissoudre que des quantités infiniment petites de fer. L'odeur fétide qu'a ce gaz obtenu par le moyen du fer est plutôt due au charbon qu'au métal. d'ailleurs le Zinc a une bien plus grande attraction pour l'hydrogène, et placé dans les mêmes circonstances il donne du gaz hydrogène pur.

(Nª. le fer ne seroit il pas soluble dans l'hydrogène par l'Intermède du charbon?).

Pour opérer la combinaison du Soufre avec le fer, il suffit de plonger une tige de fer rougé dans un morceau de Soufre, mais On fait ordinairement ce Sulfure en ~~dessf~~ projettant dans un creuset rouge un mélange à parties égales de limaille de fer très fine et de Soufre. le Soufre aide la fusion du fer et s'y combine. ce Sulfure est noir; traité par l'acide Sulfurique étendu, il donne un dégagement très considérable de gaz hydrogène Sulfuré.

Deux parties de fer, une de Soufre, et S. q. d'Eau pour en former une pâte, Introduites dans un flacon ~~bouché~~ duquel part un tube qui va se rendre sous la cuve à mercure, ne

tardent pas à s'échauffer au delà de 80° et à faire volatiliser une partie de l'Eau. mais il ne se dégagera pas de gaz, et l'air ne sera pas décomposé. dans cette Expérience c'est une partie de l'Eau qui se trouve décomposée l'oxigène s'unit au fer, et l'hydrogène au soufre, et tous les quatre aussitôt se combinent ensemble et forment un hydrosulfure de fer sulfuré. La grande chaleur produite vient de la solidification des deux principes de l'Eau; cette chaleur est même si considérable, qu'on dit que lorsqu'on opère sur une masse de 70 à 80 Kilo, la matière s'enflamme il n'y a rien que de très croyable en cela, et on a nommé ce mélange volcan artificiel de Lemery parceque ce chimiste a pensé que l'Inflammation des volcans étoit due à une pareille décomposition de l'Eau par les pyrites, opérée très en grand dans le sein de la terre.

Quelques Pharmaciens ajoutent un peu de soufre dans la préparation de l'Æthiops martial; à la verité, l'altération du fer en est accélérée, mais au lieu d'oxide de fer, ils obtiennent de l'hydrosulfure sulfuré.

Le Phosphure de fer s'obtient par le phosphate acide de chaux et le charbon.

~~Le Ca~~ L'acier qui est un fer très pur combiné seulement à 0,02 ou 0,025 de Charbon s'obtient de la manière suivante

On se procure des Boîtes carrées en terre cuite. on y met un lit de Charbon (le charbon animal est préféré aux autres) puis un lit de petites barres de fer de la longueur de la boîte et d'une épaisseur déterminée, ensuite une couche de Charbon

et ainsi de ~~suit~~ alternativement jusqu'au haut ; on finit par une couche de Charbon. on met plusieurs de ces boëtes dans un fourneau dont le feu est activé par de forts Soufflets ; on chauffe. le fer rougit, ~~et~~ se ramollit et se penètre de Charbon. on conçoit que pour que la ~~pen~~ pénétration ait lieu jusqu'au centre, il faut que les Barres n'aient pas trop d'épaisseur, et encore malgré cela l'acier n'est il pas égal partout, ce qui nuit à sa bonté. en Angleterre, pour remédier à cet Inconvenient, on fond l'acier dans de grands creusets que l'on recouvre de Charbon, on l'Ecume et on le coule dans des lingotières. par la fonte, l'acier devient homogène dans toutes ses parties, et en outre perd quelques Impuretés que contenoit le fer et qu'on enleve dans les Scories. cette methode commence à s'Introduire en France. l'acier obtenu par le 1er procédé se nomme acier de Cémentation, et celui qui a été fondu acier de fusion.

On a cherché en france, à donner à l'acier dans une seule opération, le dégré de perfection de l'acier de fusion. Le procédé consiste à traiter du fer très doux dans un creuset par du carbonate de chaux et des cassures de creusets. on chauffe très fortement. la chaux se combine à la silice et à l'alumine, en même tems que l'acide carbonique est décomposé par le fer ~~et~~ en oxide une partie, et fournit du carbone à l'autre. on pousse le feu, la fusion s'opère, le fondant dissout l'oxide et surnage. on le fait écouler et on obtient l'acier seul au fond du creuset. on le coule dans une lingotière.

L'acier par ce procédé, n'est pas aussi fin et est plus difficile à travailler, que l'acier préparé par Cémentation et fusion.

Lorsque l'acier est fait on le trempe. pour cela on le fait rougir et on le plonge dans l'Eau. il devient plus dur, plus cassant et plus léger. L'habitude apprend à connoître la température de l'Eau nécessaire, au dessous ou audessus de laquelle l'acier est trop cassant ou pas assez dur. c'est à dire que plus l'Eau est froide, plus l'acier est dur et cassant.

Il est facile de concevoir comment un corps très chaud que l'on refroidit tout à coup peut devenir plus léger. cela tient à ce que dans l'Etat chaud les molécules sont très écartées, et les surfaces au delà de leurs bornes ordinaires. lorsqu'on refroidit brusquement, les molécules exterieures se solidifient avant que les Interieures ayent pu par leur rapprochement permettre aux premières de rentrer dans leur place primitive. ~~et~~ il se forme donc à la Surface du corps une couche solide qui ne peut plus se preter au retrait qu'éprouvent les molécules Interieures aussi facilement que si le tout se fut refroidi ensemble et lentement. alors le même nombre de molécules occupant un plus grand espace le corps est plus leger.

~~voici~~ mais voici une autre question; comment le corps devenu plus léger et aussi plus cassant, peut il devenir plus dur, comme le devient l'acier? avouons ici que nous n'en savons rien, mais ajoutons cependant, que les choses se passent comme si les molécules en se rapprochant subitement, formoient une infinité de grouppes ou d'Etoiles à rayons (comme ceux de la neige); dont par conséquent les centres seroient extremement denses et solides, ce qui rendroit chaque partie de la masse difficile à user par frottement; mais dont les circonferences formeroient un grand nombre d'Interstices qui rendroient la masse entière cassante.

Dans l'acierration, il n'y a donc que le froid qui agit, et ceux qui prétendent que tel ou tel Sel en Solution dans le liquide, l'emporte sur tel autre pour la perfection de l'acier sont dans l'Erreur. (1)

Mr Vauquelin a analysé l'acier en le traitant réduit en poudre très fine par de l'acide sulfureux liquide. une partie de cet acide est décomposée et oxide le fer, qui alors se combine à l'acide non décomposé et au soufre, et forme un Sulfite Sulfuré de fer qui est Soluble. au bout de quelque temps le charbon se précipite.

Beaucoup de métaux se combinent au fer, et ne jouissent pas également de la propriété de lui enlever son magnétisme.

Une partie d'arsenic l'enlève à trois parties de fer, tandis qu'un alliage d'une partie de fer avec huit de cuivre est encore sensible au barreau aimanté.

Le Sulfure de fer n'est pas magnétique. l'oxide noir l'est encore, l'oxide rouge ne l'est plus.

Le Seul alliage du fer en Usage dans les arts, est celui qu'il forme avec l'Etain, et encore n'est ce qu'un alliage superficiel et Imparfait. On lamine le fer et on le réduit en Tôle. on décape cette tole avec de l'acide Sulfurique étendu d'Eau, et on la plonge dans un bain d'Etain fondu, couvert de résine pour le préserver de l'oxidation.

Le fer ainsi Etamé se nomme fer-blanc.

---

(1) peut être ces Sels ~~tendent-ils~~ en rendant l'Eau plus dense et plus propre à absorber promptement le calorique, tendent-ils à rendre l'acier plus dur et plus cassant; et si cela étoit on pourroit facilement concevoir qu'ils ne doivent pas tous jouir de cette propriété au même dégré. il ne faut pas être trop prompt à condamner les pratiques manuelles dont on n'apperçoit pas de suite la raison.

Fer
73e Leçon
Action des Acides

Sulfates

Action des acides.

Le fer peut se combiner directement à tous les acides.

L'acide sulfurique étendu a une action très vive sur le fer, l'oxide, et le dissout. le sulfate qui se forme est au minimum, et toujours acidule. il est très soluble et cristallisable. ses cristaux sont d'un beau vert lorsqu'ils ne contiennent qu'un leger excès d'acide, mais ils deviennent vert d'émeraude lorsque cet excès est plus grand c'est ce sulfate acidule au minimum qui constitue le vitriol vert du commerce. ce vitriol cependant contient un peu de sulfate au médium qui se forme par l'action de l'air; si on le renfermoit pas, il passeroit entierement à cet état; et même très promptement encore au maximum.

On obtient ce sel en grand, par l'action prolongée de l'air et de l'humidité sur le sulfure de fer naturel. lorsque ce sulfure a été exposé pendant 7 a 8 mois sous des hangards, on le lessive et on fait évaporer la liqueur pour la faire cristalliser.

On peut obtenir le sulfate de fer au médium en dissolvant de l'oxide noir de fer dans de l'acide sulfurique, ou bien en agitant dans un flacon que l'on débouche 5 ou 6 fois, une dissolution de sulfate de fer au minimum. par ce moyen on fait passer le fer à l'état d'oxide noir, et aussi en partie à l'Etat d'oxide rouge; mais celui ci étant moins soluble se pp[te] (1) et la liqueur ne contient que du sulfate au médium. La dissolution de ce sel est rougeâtre. elle precipite en verd foncé par les alcalis.

(1) non à l'Etat d'oxide, mais à l'Etat de sulfate neutre au maximum.)

Le sulfate au maximum s'obtient en traitant de l'oxide rouge de fer par l'acide sulfurique concentré. la dissolution est incolore, et laisse précipiter l'oxide rouge lorsqu'on y verse un alcali en excès: Lorsqu'on y verse de l'alcali seulement

489 ce qui est necessaire pour neutraliser l'acide, on obtient un précipité jaune qui est un sulfate neutre de fer au maximum.

~~Lorsque~~ C'est du vitriol vert que l'on retiroit autrefois l'acide sulfurique qui pour cela avoit été nommé huile de vitriol, et mieux acide vitriolique. Pour l'obtenir on introduisoit le sel dans une cornue, et on distilloit d'abord à un feu doux, puis au feu de reverbère. dans cette opération ~~une partie de l'acide~~ d'abord l'eau ~~[illegible]~~ de cristallisation se volatilisoit, ensuite le fer décomposoit une partie de l'acide sulfurique, en dégageoit de l'acide sulfureux, s'emparoit de l'oxigène et passoit au maximum en cet état ayant moins d'attraction pour l'acide sulfurique, il abandonnoit la partie de cet acide non décomposée; et on obtenoit cet acide dans le récipient. mais il n'étoit pas pur, il étoit combiné à de l'acide sulfureux qui lui donnoit la propriété de cristalliser. on le nommoit en cet état acide vitriolique glacial. on le purifioit en le chauffant et en le distillant de nouveau.

Le résidu de cette opération se nommoit colcothar. il retenoit ordinairement un peu d'acide sulfurique, mais on auroit pu l'en priver par une calcination plus forte, et on auroit alors obtenu de l'oxide de fer rouge pur. aujourd'hui qu'on ~~ne prepare~~ n'obtient plus l'acide sulfurique par ce moyen, on prepare le colcothar, en calcinant le sulfate de fer dans des bassines de fer plates. il s'oxide plus vite et la séparation de l'acide est ~~plus~~ aussi plus prompte.

Nitrates

On ne peut obtenir de nitrate de fer au minimum, car l'acide nitrique fait passer* tous les sels de fer au minimum.

*au médium,

L'acide nitrique ~~étendu~~ très étendu dissout le fer tranquillement et sans dégagement de gaz. il se forme du nitrate de -

fer au médium et du nitrate d'ammoniaque.

L'acide nitrique concentré est très vivement décomposé par le fer, qui alors s'oxide au maximum, et se dissout peu dans l'acide. il se forme aussi un peu de nitrate d'ammoniaque.

On obtient plus facilement le nitrate de fer au maximum en traitant l'oxide rouge par l'acide nitrique concentré. la dissolution est rouge et précipite en rouge par les alcalis.

cette liqueur traitée par une solution de carbonate de Potasse dont on met un excès suffisant, donne ce qu'on nommoit autrefois la Teinture Martiale alcaline de Staal. Au commencement le fer est précipité à l'état de carbonate, mais il se redissout dans l'Excès de carbonate de Potasse; cette teinture contient donc du nitrate de Potasse, du carbonate de fer et du carbonate de Potasse.

L'acide muriatique attaque vivement le fer, et forme un muriate au minimum, qui par son exposition à l'air, passe promptement au médium et au maximum.

On obtient tous les autres sels de fer par double décomposition le Phosphate est blanc lorsqu'on le précipite, mais il devient d'un beau bleu en séchant à l'air. il est décomposable par le charbon en un phosphure très cassant auquel on attribue la mauvaise qualité du fer aigre ou rouvrain.

Le Carbonate de fer est soluble dans un excès d'acide; il existe à cet état dans quelques Eaux minérales.

Du Nickel.

Nickel

Ce métal est peu répandu dans la terre on le trouve à l'Etat d'oxide, et recouvrant une autre mine de nickel très compliquée, mais dans laquelle il paroit être particulièrement combiné à l'arsenic, cette mine contient en outre du fer, du cuivre, du Bismuth, du cobalt et du Soufre. on la vend fondue dans le commerce sous le nom de *kupfer-nickel* (ce qui veut dire en allemand *faux cuivre*) d'où le métal qu'on en retire a conservé le nom de *Nickel*.

Extraction

Pour l'extraire, on pulvérise la mine, et on la grille pour en séparer une partie du Soufre et de l'arsenic. ensuite pour l'en priver entièrement, on la mêle avec P.E. de nitrate de potasse et on la projette dans un creuset rouge. il se forme par cette calcination du Sulfate et de l'arseniate de Potasse qu'on enleve par le lavage, et des oxides de Bismuth, de cuivre, de cobalt, de fer et de Nickel.

On dissout ces 5 oxides dans l'acide muriatique, et on y fait passer du gaz hydrogène Sulfuré qui en précipite le cuivre et le bismuth. on filtre la liqueur qui ne contient plus que du nickel, du cobalt et du fer; on en précipite les trois oxides par la potasse; on les lave et on les traite par le muriate suroxigéné de Chaux qui les fait passer au maximum. on les lave encore et on les traite par l'ammoniaque qui dissout l'oxide de nickel seul (1). on filtre, on sature l'alcali, et on traite le précipité par l'huile et le noir de fumée dans un creuset brasqué.

Propriétés

Le nickel est d'un blanc grisâtre; il pèse environ 9,00. il est

---

(1) avant de traiter les oxides par l'ammoniaque, il faut les faire passer au maximum; car si on les laissoit au minimum, l'oxide de cobalt se dissolveroit également.

plus malléable que le Zinc, est sensible à l'action du Barreau aimanté, et peut même acquérir des pôles ou en fait des aiguilles ~~dont~~. Sa force magnétique est à celle du fer :: 1 : 4.

Toutes les dissolutions de nickel sont d'un vert qui leur est particulier. le sulfate et le nitrate cristallisent bien, et le muriate plus difficilement.

Le Nickel forme 2 oxides. ~~Celui~~ celui au minimum est vert, et soluble dans les acides. il s'obtient en précipitant une dissolution de nickel par la potasse ou la soude de préférence à l'ammoniaque dont un excès redissolveroit le précipité. L'oxide au maximum est noir, et s'obtient par l'action de l'air et des sels oxigénés sur l'oxide vert. il est insoluble dans les acides et très soluble dans l'ammoniaque.

Cette dissolution ammoniacale est bleue ce qui dans plusieurs analyses avoit fait prendre quelques chimistes, le nickel pour du cuivre ; mais il est facile de les distinguer.

Le cuivre précipite en Bleu par la Potasse, le Nickel en vert. Le cuivre précipite en Brun marron par le prussiate de potasse, ~~&~~ et en brun ~~par~~ l'hydrogène sulfuré ; le nickel est précipité en vert pâle par le prussiate de potasse et n'est pas précipité par l'hydrogène sulfuré. enfin le cuivre est revivifié et précipité de ses dissolutions par le fer ; le nickel pas.

Un des faits les plus singuliers de l'histoire du Nickel est la présence de ce métal à l'état métallique dans les Pierres tombées du Ciel.

On a longtems mis en doute la réalité de la chute de ces pierres ; mais d'après plusieurs exemples récents que nous en avons eus, il ne nous est plus permis d'en

douter ~~cette~~ il nous reste à savoir d'où elles viennent.

Observons d'abord que ces pierres presentent toutes les mêmes caractères physiques: couche noirâtre unie très dure à l'Extérieur cassure grenue, métallique d'un gris blanc à l'Intérieur; et qu'elles donnent à l'analyse à peu de chose près les resultats suivants, en quelque endroit de la terre qu'on les ait trouvées. elles contiennent

Silice	48
fer oxidé	38
magnésie	13
Nickel	3
Soufre	q^té Indeterminée
	102

Parmi les diverses théories présentées sur la formation de ces pierres; quelques physiciens les ont regardées comme des produits volcaniques, d'autres comme des substances minérales fondues à l'endroit même où la foudre a tombé. mais dans la première hypothèse, comment concevoir que ces corps souvent d'un poids très considérable aient pu être transportés ~~à une distance souvent~~ à la distance de 3 ou 400 lieues de tout volcan connu, et dans les deux comment concevoir ~~leur Identité parfaite~~ leur Identité parfaite.

D'autres physiciens ont pensé que ces pierres étoient dues à des matériaux enlevés à la terre par quelques dissolvants gazeux, et ensuite rassemblés subitement par la combustion ou la destruction de ce dissolvant.

Mais dans cette hypothèse, en admettant même qu'il peut exister un ou plusieurs dissolvants capables de ~~Retenir en état~~ diviser et de soutenir dans l'atmosphère des deux ou trois cents livres de matières minérales, quel espace ~~[illegible]~~ devroit occuper

Nickel

une pareille masse ! et comment concevoir que de tous les points de cet espace, les molécules puissent se chercher, se rencontrer et se combiner de manière à former quelquefois des pierres de ce poids.

Enfin de toutes les hypothèses présentées jusqu'ici, celle qui regarde ces masses comme étrangères à notre planète et comme venant de la lune, est encore la plus satisfaisante. en effet, vu la petitesse de la lune et le peu de hauteur de son atmosphère, on a calculé qu'une force de projection quatre fois plus grande que celle d'un canon, et qui lanceroit un corps dans la direction de la ligne qu'on peut supposer joindre les centres des deux planètes, suffiroit pour faire sortir ce corps de la sphère de gravitation de la lune, et pour le porter par conséquent dans celle de la terre. Dans cette hypothèse on explique le dégagement de lumière et de calorique, ainsi que le sifflement qu'occasione la chute des pierres, par le frottement considérable que leur fait éprouver l'air atmosphérique.

74e Leçon

Cuivre

Du Cuivre

Le cuivre existe sous huit états différents. natif, oxidé, sulfuré, sulfaté, phosphaté, muriaté, arseniaté, carbonaté. de toutes ces mines, celle de cuivre sulfuré est la plus commune. le sulfate est formé par l'action de l'air et de l'eau sur le sulfure.

Le carbonate de cuivre est tantot bleu, tantot vert ; le 1er contient de la chaux. le second est pur. c'est ce carbonate qui se forme sur les statues de bronze exposées aux intempéries de l'air.

(495) Extraction

Le Sulfure est la seule mine exploitée, il est rarement pur, et contient ordinairement du cuivre métallique et des sulfures de fer et de zinc.

On pulvérise le minerai, et on le grille quelquefois dans un fourneau de Reverbère, d'autres fois sur l'aire d'une espèce de grand fourneau carré. après plusieurs grillages qui ont dégagé une partie du soufre et oxidé les métaux, on procède à la fonte avec le charbon dans un fourneau quadrangulaire dont nous avons donné une idée en parlant du zinc et du plomb. le cuivre qu'on obtient ainsi contient encore du soufre et du fer, et est cassant; on le pulvérise, on le grille de nouveau et on le fond. on répète ces opérations successives 5 ou 6 fois. le but de ces grillages est de séparer le soufre; mais comme on y parvient difficilement à cause que les métaux le retiennent plus fortement à mesure qu'ils s'oxident, on est obligé par la fonte de les ramener à l'état métallique. La fusion a aussi pour but de séparer le fer qui se désoxide moins facilement que le cuivre et est bien plus difficile à fondre. à chaque fonte on ajoute du sable pulvérisé qui par son attraction pour l'oxide de fer en accélère la séparation. La masse de cuivre obtenue après chaque fonte se nomme Matte, et ce n'est que lorsqu'elle est assez purifiée pour contenir 0,88 de cuivre qu'on procède à l'affinage.

Cet affinage se fait dans une espèce de creuset très profond, qui est comme encaissé dans un fourneau dont le dôme est très bas. le feu est sur le coté et activé par un fort soufflet de l'autre coté est un trou que l'on bouche à volonté.

Lorsque le cuivre est fondu dans le creuset, il roule fortement sur lui même, de manière à présenter successivement

Cuivre — toutes ses parties au contact de l'air. ~~Alors~~ le soufre se dégage, le fer s'oxide et forme des scories à la surface du métal. on débouche le trou; le cuivre coule dans un autre grand creuset ~~chauffé~~ chaud. la surface se fige la 1ère, et on en accélère même le refroidissement en l'aspergeant avec de l'eau. lorsqu'on voit que la couche de cuivre solide est assez épaisse, on l'enlève et on continue ainsi jusqu'à ce que tout le cuivre soit enlevé. il porte alors le nom de cuivre en Rosettes et c'est ainsi qu'on le vend dans le commerce.

Propriétés — Le Cuivre est d'un rouge vif éclatant. il a une saveur et une odeur très marquées. il pèse fondu 7,788 et écroui 8,584. il est très ductile, dur, plus laminable que le fer, un peu moins tenace.

On peut le fondre dans un fourneau de Reverbère. il rougit bien auparavant.

Oxides — Le cuivre en Barre, rougi avec le contact de l'air se couvre d'un oxide qu'on peut en détacher en le frappant avec un marteau, ou en le plongeant dans l'Eau froide. ce sont des Battitures de cuivre composées d'oxide brun de cuivre et de cuivre métallique.

Cet oxide Brun est le maximum d'oxidation du cuivre. l'oxide au minimum* peut s'obtenir en traitant de la limaille de cuivre par de l'acide muriatique concentré. il se forme du muriate acidule de cuivre au minimum et un peu de muriate au maximum. on ajoute de l'Eau qui précipite le muriate au minimum à l'Etat neutre. on décompose ce précipité en le traitant par la potasse. l'oxide reste seul. il contient 0,115 d'oxigène.

*qui est Jaunâtre.

Les dissolutions de cuivre au minimum passent promptement au maximum par le contact de l'air.

Les Dissolutions de cuivre très oxidé sont bleues et avec excès d'acide. lorsqu'on y verse un alcali fixe, on obtient un précipité bleu qui n'est pas l'oxide au maximum, mais qui est un sel avec excès d'oxide. plus on ajoute de l'alcali, moins le précipité contient d'acide, et enfin lorsqu'on en ajoute un excès suffisant et qu'on chauffe, l'oxide se trouve entièrement mis à nud et paroit sous la couleur brune qui lui appartient. il contient 0,20 d'oxigène.

Le Phosphore et le Soufre se combinent au cuivre. le Sulfure de cuivre est de tous les Sulfures, celui qui dégage le plus de calorique et de lumière lorsqu'on le forme directement {Soufre 3 p. / cuivre 8 p.} à l'aide d'une douce chaleur.
Il contient 0,22 de Soufre.

Alliages.

Alliages. L'arsenic s'unit bien au cuivre, et le blanchit dès qu'il entre pour 0,05 dans l'alliage.

L'antimoine forme un alliage violet lorsque le cuivre domine. dans le cas contraire l'alliage est jaunâtre.

Laiton

Le Cuivre et le Zinc forment des alliages très utiles qui varient de 0,20 à 0,30 de Zinc, ce qui fait varier leur couleur du jaune doré au jaune pur. Le laiton celui de ces alliages le plus employé contient 0,2 de Zinc, on ne le fait pas directement à cause de la volatilité du Zinc, mais on chauffe dans un fourneau des quantités déterminées de cuivre, de mine de Zinc oxidé, et de Charbon. le Zinc à mesure qu'il se reduit se combine au cuivre. cet alliage est d'un très beau jaune. il est plus fusible que le cuivre, moins malléable, mais il peut prendre un beau poli et résiste assez bien à l'action de l'air.

Le cuivre et l'Etain se combinent aussi facilement. on en varie les proportions selon la dureté et la ténacité qu'on veut

Cuivre

donner à l'alliage.

Le Métal des canons se fait avec 0,85 de cuivre et 0,15 d'Etain.

Le métal des cloches contient 0,77 de cuivre et 0,23 d'Etain. cette proportion d'Etain est la plus grande qu'on emploie; afin de conserver assez de dureté à l'alliage.

L'Instrument chinois nommé Tam Tam est fait avec un alliage à peu près semblable. il est très sonore, mais sa forme y contribue beaucoup. c'est un cercle de 9 lignes d'Epaisseur et de 18 à 20 pouces de Diamètre. on le suspend librement et on le frappe d'abord légèrement puis de plus en plus fortement. le son qui est d'abord foible devient de même plus fort, continu, et bientôt insupportable.

Le cuivre est allié à l'argent dans le métal des monnoies.

C'est en revêtant le cuivre d'une couche d'Etain, qu'on parvient à se préserver à peu près du danger que présente l'oxidation des vases de cuivre usités dans nos cuisines. pour cela, on décape parfaitement ces vases, on les chauffe et on y étend avec de l'Etoupe un mélange de sel ammoniac et de résine, ce qui les préserve de l'oxidation. alors on y verse de l'Etain fondu, et pareillement avec des Etoupes on en recouvre toute la surface.

Action des Acides

Action des Acides.

L'acide sulfurique concentré et Bouillant attaque le cuivre comme les autres métaux, et forme un sulfate acide de cuivre au minimum qui est brun; ou au maximum, s'il y a assez d'acide et qu'on chauffe assez longtems.

~~L'acide sulfurique étendu dissout le cuivre à froid~~. le ~~sulfate de cuivre est acidule, est cristallisable en beaux cristaux bleus. cette il est très soluble dans l'Eau, Efflorescent et fusible dans son Eau de cristallisation.~~

~~L'acide nitrique a une action violente sur le cuivre et donne un nitrate au maximum d'un bleu très foncé. ce sel ne peut exister au minimum, l'oxide au minimum décomposant l'acide nitrique.~~

~~L'acide muriatique concentré dissout le cuivre à l'aide de la chaleur, la liqueur est brune et contient du muriate acidule de cuivre au minimum: comme nous l'avons elle est décomposable par l'eau qui en précipite un muriate neutre au minimum blanc et insoluble. ce sel exposé à l'air passe au maximum et donne un muriate neutre de cuivre qui est d'un très beau vert. c'est ce sel qui existe dans le sable.~~

Le sulfate de cuivre au maximum est acidule, très soluble dans l'eau, cristallisable en beaux cristaux bleus, efflorescents. Exposé au feu il éprouve la fusion aqueuse; une plus forte chaleur le décompose et en dégage l'acide.

On l'obtient en grand, 1° par le grillage des pyrites cuivreuses et leur exposition à l'air humide. 2° par la combustion du sulfure de fer artificiel qu'on lessive ensuite. 3° par l'action directe de l'acide sulfurique et de l'air sur le cuivre.

Le sulfate de cuivre comme tous les autres sels de ce métal se dissout entièrement dans l'ammoniaque. il n'y est qu'en partie décomposé, de sorte que la liqueur contient du sulfate d'ammoniaque et de cuivre plus de l'oxide de cuivre dissout dans un excès d'ammoniaque. cette liqueur est d'un bleu magnifique, et se nommoit autrefois Eau Céleste.

L'acide nitrique a une action très vive sur le cuivre, il en résulte un nitrate au maximum d'un bleu très foncé. il est soluble dans l'alcool. ce sel ne peut exister au minimum.

L'acide muriatique dissout le cuivre à l'aide du calorique il en résulte un muriate acidule de cuivre au minimum

Cuivre

qui est brun. Si on lui ajoute de l'Eau, on le décomposera en deux Sels, l'un acide qui restera dans la liqueur l'autre neutre qui se precipitera ce Sel neutre au minimum est blanc, Soluble dans l'acide muriatique; passe au maximum par le contact de l'air et devient vert. c'est à cet état qu'il existe dans le *Sable vert du Perou*. Il est Soluble dans l'acide muriatique et forme un muriate acidule au maximum cristallisable en cristaux verts, déliquescents âcres et caustiques c'est le seul Sel de cuivre au maximum qui soit vert. cela fait en tout quatre muriates de cuivre.

Tous les Sels de cuivre Insolubles se font par double décomposit. Le carbonate est d'un beau vert. l'arsenite également, et tous deux servent en peinture. l'arseniate et le phosphate sont d'un Bleu pâle.

Le Prussiate de cuivre est d'un beau brun. cette couleur est si Intense que le prussiate de potasse brunit de suite une liqueur qui contient une q.té de cuivre Inappréciable par l'ammoniaque et cependant ce reactif est déja très Delicat par la propriété qu'il a de se combiner à l'oxide de cuivre et de ~~former un~~ donner à la liqueur une couleur bleue.

Il existe encore une autre combinaison de cuivre employée en peinture. on l'obtient en précipitant une dissolution de Sulfate ou de nitrate de cuivre par la Chaux. le précipité que l'on obtient est un composé d'oxide de cuivre et de Chaux. il est d'un beau bleu et ne change pas par la Dessication. on le connoit sous le nom de *cendres Bleues*.

Les Dissolutions de cuivre sont Décomposées lorsqu'on y plonge une lame de fer. le cuivre se précipite sur la lame à l'Etat métallique.

501.

7e Leçon

Argent

De l'Argent.

L'argent existe sous six états. 1° Natif. cependant jamais exactement pur, contenant de l'or du cuivre ou du plomb.

2° antimonial. c'est à dire allié à l'antimoine. aussi nommé mine d'argent blanche contient de 0,78 à 0,84 d'argent. il contient quelquefois de l'arsenic, rarement du fer.

3° Sulfuré. noir, lamelleux, malléable, très fusible et décomposable au feu. on a essayé d'en frapper des médailles.

4° antimonié sulfuré ou argent rouge. cette mine resulte de la combinaison d'une espèce de Kermès naturel avec de l'argent sulfuré. il y a en une variété noire qu'on nomme argent noir.

5° argent muriaté. mine d'argent cornée. mou et fusible.

6° amalgamé au mercure. cristallisable. rangé par Mr haüy dans les mines de Mercure.

On trouve encore un minéral composé de cuivre, de Plomb, d'argent, d'antimoine et de soufre, que l'on appelloit autrefois mine d'argent grise. Cuivre gris que Mr haüy range dans les mines de cuivre.

Enfin l'argent existe encore très souvent dans les mines de plomb sulfuré et souvent en assez grande quantité pour les faire exploiter comme mines d'argent.

Les Mines d'argent les plus riches sont au pérou. parmi celles d'Europe, on distingue celles de Konsberg en Norwège et de freyberg en Allemagne.

Extraction

Les Procédés employés à leur Exploitation varient suivant leur nature on peut cependant les réduire à deux: le traitement par le mercure et celui par le Plomb.

1° Au Pérou, où l'on trouve surtout l'argent natif, on pulvérise

la mine, on la lave pour en séparer la gangue, et on la triture dans des moulins avec du mercure. on forme par ce moyen un amalgame que l'on met dans un sac à égoutter, parce que pour être plus sûr d'enlever tout l'argent, on a coutume de mettre un excès de mercure, qui se trouve simplement mêlé à l'amalgame, et qui s'écoule à travers le tissu du sac. L'amalgame reste dans le sac; on l'en retire pour l'introduire dans une cornue; on chauffe pour volatiliser le mercure, et l'argent reste pur.

voici quelques uns des procédés qui sont usités en Europe.

11° Exploitation de l'argent gris.

cette mine contient du soufre, de l'antimoine, du fer, du cuivre et de l'argent, quelquefois du plomb.

on la grille pour volatiliser le soufre et l'antimoine; on la fond ensuite à l'aide du flux noir et on obtient un culot de cuivre et d'argent; le fer n'ayant pas été réduit.

le culot est rouge et contient beaucoup plus de cuivre que d'argent. on le fond avec du plomb et on en forme des lingots quarrés nommés pains de liquation. on place ces lingots de champ dans un fourneau de reverbère dont l'âtre est disposé en rigoles. on chauffe lentement. le plomb se fond et entraine avec lui l'argent. le cuivre reste. pour en extraire tout l'argent, on le traite de nouveau par le plomb.

Maintenant il s'agit de séparer le plomb de l'argent; on y parvient au moyen d'une opération nommée coupellation.

On a pour cela un vaisseau ou creuset d'argile peu profond carré ou ovale nommé coupelle on le place

dans un fourneau dont le dôme est très bas. d'un coté de la coupelle est le foyer; d'un autre coté attenant au 1er on pratique un trou pour la douille d'un fort soufflet servant à activer le feu et l'oxidation des métaux. à la partie supérieure de la coupelle et du coté opposé au soufflet se trouve une rigole destinée à l'écoulement des oxides.

on met dans le creuset l'alliage de plomb et d'argent contenant aussi du cuivre. on allume le feu et on l'entretient avec du bois très sec dont la flamme est reverberée sur la coupelle. l'alliage fond; le plomb et le cuivre s'oxident entièrement par le mouvement continuel de la masse. les oxides ~~se rassemblent à la so~~ coulent par la rigole; l'argent reste au fond. on y ajoute de l'alliage jusqu'à ce que la coupelle se trouve remplie d'argent pur.

III° Exploitation des sulfures de plomb argentifères.

On bocarde la mine très exactement; on la grille lentement et en y ajoutant par intervalles de la poudre de charbon pour empecher que le plomb ne s'oxide et ne se perde. de sorte qu'il n'y a que le soufre de volatilisé. le plomb reste à l'état d'oxide gris sulfuré on le mêle à de la poudre de charbon et à de la vieille feraille et on chauffe le tout dans un fourneau alimenté par 2 forts soufflets. le fer se combine au soufre et reste à la surface du plomb qui est revivifié et fondu et qui coule continuellement par une rigole pratiquée à cet effet, tout rouge de feu. on le couvre continuellement de charbon pour empêcher qu'il ne s'oxide.

On traite ensuite ce plomb à la coupelle pour en retirer l'argent.

Procédé de Freyberg en Saxe

La mine que l'on exploite par ce procédé contient du sulfure d'argent mêlé à ceux de fer et de cuivre. on mêle le minérai pulvérisé avec 0,08 ou 0,09 de muriate de soude, et on le grille lentement pour faire passer les sulfures à l'Etat de sulfates. mais le sulfate d'argent est décomposé par le muriate de soude, de sorte qu'on obtient pour resultats, des sulfates de fer? de cuivre? et de soude et du muriate d'argent. on pulvérise le tout et on le mêle dans des tonneaux avec 0,50 de mercure et 0,30 d'Eau et 0,06 de fer en lames. le Muriate d'argent est décomposé par le fer avec l'Intermède de l'Eau, le mercure s'empare de l'argent. on lave pour enlever les sulfates et le muriate de fer; l'amalgame reste. on le fait egoutter dans une chausse, et on le distille.

Propriétés

Propriétés.

L'argent est d'un Blanc pur très éclatant. il est très ductile, à peu près aussi malléable que l'or, ~~moins~~ et plus tenace. il pèse 10, 474. il est inaltérable à l'air, assez fusible au feu et presqu'inaltérable même à ~~la plus~~ une très haute température.

Il n'y a qu'un oxide d'argent bien reconnu. il est noir violet et peut être obtenu directement en soumettant des feuilles d'argent à l'Etincelle électrique. on l'obtient plus facilement en dissolvant de l'argent dans de l'acide nitrique et précipitant par un alcali fixe. cet oxide chauffé legèrement dans une phiole se réduit en perdant 0,07 de son poids.

Le Phosphure d'argent est cassant blanc et grenu, ~~dans~~

décomposable au chalumeau.

Le Soufre a une si grande attraction pour l'argent qu'il s'y combine dans toutes les circonstances, à chaud, à froid, même à l'Etat solide. Le Sulfure est noir plus fusible que l'argent, cassant et cristallisable. on l'obtient en stratifiant et chauffant dans un creuset des lames d'argent et du soufre. il est décomposable par une forte chaleur. le Soufre s'en sépare à l'Etat d'acide sulfureux, l'argent reste pur.

Alliages

Alliages.

L'argent peut s'allier à un grand nombre de métaux.

Le Bismuth et l'antimoine le rendent fragile. l'Etain lui donne de l'aigreur et de la dureté, ainsi que le plomb qui détruit sa propriété sonore. il s'unit peu au fer et s'en sépare par la fusion. le cuivre s'y combine bien, lui donne de la roideur et de la dureté ~~et la~~ ce qui le rend plus propre à la fabrication des monnaies et des ustensiles.

Action des Acides

Action des acides.

L'acide sulfurique n'a aucune action à froid sur l'argent. à chaud et concentré, il forme un sulfate peu soluble dans l'Eau, ~~mais~~ et l'Etant davantage dans un excès de son acide.

Le nitrate d'argent se fait en mettant dans un matras deux parties d'acide nitrique très pur à 35° et une partie d'argent de coupelle. on chauffe très légèrement. il se dégage beaucoup de gaz nitreux. l'argent s'oxide, se dissout, et forme un sel qui cristallise en belles tables incolores et transparentes, par le refroidissement de la liqueur. ce nitrate fondu dans un creuset d'argent et coulé dans une lingotière forme la <u>Pierre Infernale</u>.

pendant la fusion le sel ne perd que son excès d'acide.

Pour cette préparation, il faut être bien assuré que l'argent ne contient pas de cuivre, lequel ~~lui~~ donne de la fragilité à la pierre Infernale.

Le cuivre précipite à l'Etat métallique, l'argent de sa dissolution nitrique.
Pareillement lorsqu'on fait séjourner cette dissolution étendue sur du mercure ou sur un amalgame d'argent. le mercure décompose le sel et en revivifie l'argent, lequel forme en se précipitant une cristallisation arborescente autrefois nommée arbre de Diane. cet argent n'est pas pur. il est amalgamé avec du mercure.

Le nitrate d'argent est précipité par les alcalis fixes en un oxide vert-olive, qui séché, devient noir-violet.

L'ammoniaque seule ne précipite pas les sels d'argent, parce-qu'elle forme avec tous des sels triples solubles. c'est pour cette raison aussi qu'elle dissout les sels d'argent insolubles, même le muriate. elle dissout également le précipité formé par les autres alcalis, ayant la propriété de dissoudre l'oxide d'argent.

Le Muriate d'argent s'obtient en précipitant le nitrate d'argent par le muriate de soude. il est très lourd, insoluble dans tous les acides, indécomposable par les alcalis fixes, et soluble seulement comme nous venons de le dire dans l'ammoniaque. de tous les acides il n'y a que l'acide muriatique oxigéné qui puisse dissoudre le muriate d'argent; mais alors il se forme un muriate suroxigéné dont les effets soient encore plus ~~[illegible]~~ dangéreux que ceux du muriate suroxigéné de Potasse.

Mr Berthollet a découvert un autre composé d'argent, encore plus terrible. il l'a nommé poudre intactile parcequ'en effet on ne peut le toucher sans produire une violente explosion. c'est un Oxide d'argent ammoniacal.

On prépare d'abord l'oxide d'argent en précipitant le

nitrate d'argent par l'Eau de Chaux. on filtre, on lave le précipité, on le fait Sécher et on l'expose pendant quelques heures aux rayons du Soleil qui paroissent lui enlever un peu d'oxigène. alors on en met quelques grains seulement dans un fragment de porcelaine, on y verse de l'ammoniaque ce qu'il en faut seulement pour en former une pâte, et on le laisse sécher. cet oxide d'argent étant sec retient encore de l'ammoniaque à l'Etat de combinaison; et comme d'une part l'oxigène tient peu à l'argent, ~~de l'autre~~ et que de l'autre l'hydrogène à une grande attraction pour l'oxigène, il Suffit de froisser cet oxide ammoniacal, pour déterminer la décomposition de ses principes et la formation de l'Eau. c'est cette Eau qui se trouve volatilisée en un Instant avec l'azote, qui produit la détonnation.

76e. Leçon

De L'Or

Or.

L'or se trouve presque toujours à l'Etat natif ~~séparé~~ au milieu d'une gangue quartzeuse blanche ou jaunâtre. on le trouve aussi dans le Sable de plusieurs rivières, telles sont en france, le Rhône l'arriège, et la Cèze.. Il y a des hommes qui s'occupent uniquement de chercher cet or, on les nomme Orpailleurs.

Pour retirer l'or de ces Sables, on les lave sur un plan Incliné, ~~cannelé~~ cannelé et recouvert d'une peau velue. l'or s'attache au poil; on le rassemble et on le fond.

Pour retirer l'or de sa gangue quartzeuse, on la bocarde, puis on la triture avec du mercure. l'or s'y dissout jusqu'aux dernières traces; on fait égoutter l'amalgame dans une chausse, et on le distille.

Il existe aussi des mines d'or en Europe ou plutôt, il existe de l'or répandu quelquefois assez abondamment dans les mines de Sulfures de fer et de cuivre.

Pour ~~en~~ l'en extraire on grille la mine ce qui en sépare le Soufre

Or

et oxide le fer et le cuivre. on traite par le mercure, on passe à la chausse, etc. on distille. on peut aussi traiter par le plomb, et ensuite coupeller, mais l'or que l'on obtient n'est pas aussi pur.

Propriétés

L'or est remarquable par sa belle couleur Jaune. il pèse 19,426 fondu mais non battu. il n'a ni odeur ni saveur. il est moins tenace que le fer, mais c'est le plus malléable de tous les métaux. par la percussion on le reduit en feuilles si minces que 53 milligrammes ou un grain peuvent couvrir 50 pouces carrés. il est plus difficile à fondre que l'argent, Inaltérable au feu et à l'air. le fluide Electrique peut seul l'oxider. ~~et~~ l'oxide est purpurin. il en existe un autre que l'on obtient en dissolvant

Oxides

l'or ~~par~~ dans l'acide nitro müriatique, précipitant par un alcali en excès et chauffant. il est Jaune.

L'or ne se combine pas au Soufre. il peut se combiner au Phosphore.

Alliages

Il s'allie très bien à l'argent et au cuivre. dans le commerce et dans les monnaies, il est toujours combiné à l'un ou à l'autre de ces métaux, car seul il seroit trop mou. mais comme il étoit necessaire de fixer la proportion de cuivre ~~et~~ d'argent qu'on ~~peut~~ veut ajouter à l'or; le gouvernement a ~~[illegible]~~ arreté quelques proportions qui different en raison de l'usage ~~different qu'on veut fe~~ auquel on destine le métal, et qui en forment, ~~comme~~ ce qu'on appelle le titre. il a aussi fixé plusieurs titres pour l'argent.

L'argent d'orfeverie a deux titres. le 1er est à 950; c'est à dire que sur mille parties de cet argent, la loi permet qu'il y ait 50 parties de cuivre. le second titre est à 800. c. a. d. que sur 1000.P il contient 200.P de cuivre c'est le plus bas titre.

Le titre de l'argent des monnoies est de 900. on le nomme titre du Gouvernement. sur 1000 parties il y a 100P de cuivre.

Il y a encore un titre pour l'argent. c'est celui du Billon, métal des pièces de 10 centimes. il est à 0,200 d'argent.

L'or du commerce a trois titres.

le 1er est à 920 millièmes de fin; le 2d à 0,840, et le troisième à 0,750.

Le titre de l'or des monnaies est à 0,900.

Pour connaître le titre de l'or ou de l'argent, on se sert de plomb par la coupellation. pour faire cette opération en petit on se sert de petites coupelles faites avec de la poudre d'os calcinés, délayée et façonnée. ces vases sont très légers et poreux; de plus le phosphate de chaux dont ils sont formés est facilement vitrifiable; lors donc qu'on fait fondre dedans l'alliage d'or et de plomb ou celui d'argent et de plomb, lesquels contiennent du cuivre, les ~~le~~ oxides fondus pénètrent la coupelle, tandis que l'or ou l'argent restent purs. voici au reste quelques détails sur cette opération, appliquée d'abord à l'argent.

On commence par allier l'argent que l'on veut essayer, à une q^té de plomb déterminée par le titre apparent de l'argent(1) pour le 1er titre qui est à 950, on allie un gramme d'argent à trois grammes de plomb. pour le second qui est à 800, on met neuf ~~fiatin~~ grammes de plomb pour le titre des monnaies, on en met sept; enfin pour l'argent de Billon on en met neuf, toujours sur un gramme d'argent.

Pour opérer l'alliage on a un fourneau quadrangulaire fait exprès et percé de tous côtés afin de donner plus d'air au feu. au milieu de ce fourneau on place une moufle qui est une moitié de cylindre en terre cuite ouverte par une extrémité, et percée de plusieurs trous latéralement. on fait rougir cette moufle, on y range les coupelles; on chauffe toujours; on met le plomb

(1) on conçoit que plus l'argent contient de cuivre, plus on doit employer de plomb pour entraîner ce cuivre.

dans les coupelles et lorsqu'il est fondu on y met l'argent enveloppé dans un peu de papier pour qu'il ne s'en perde pas. le papier brûle, l'argent fond et ~~come~~ il se fait un grand mouvement dans la coupelle le plomb et ~~[illegible]~~ le cuivre s'oxident et penètrent la coupelle. l'argent reste pur en un petit culot que l'on nomme bouton de Retour.

On Essaie l'or comme l'argent, mais il faut observer que la coupellation ne sépare de l'or que le cuivre, et que le bouton que l'on obtient est composé d'or et d'argent.

Pour les séparer, il faut traiter a bouton par l'acide nitrique qui a la propriété de dissoudre l'argent sans toucher à l'or; mais comme la proportion de l'argent est très petite ~~dans le bouton~~ et que l'or nuiroit à l'action de l'acide, on a coutume d'ajouter dans la coupelle en même tems que l'or à essayer, une quantité bien déterminée d'argent. par ce moyen le bouton contient beaucoup plus d'argent et est plus facilement attaqué par l'acide. on l'applatit, on le recuit, on le lamine, on en forme un cornet que l'on ~~[illegible]~~ introduit dans un petit matras avec l'acide nitrique. on chauffe, l'argent se dissout, on décante on traite l'or par une nouvelle q^té d'acide; on le lave, on en chasse l'Eau et on le fond.

Voici les proportions que l'on emploie pour l'essai de l'or. Pour les deux premiers titres de l'or et pour le titre des monnoies, on met 7 gram. de plomb, $\frac{1}{2}$ gram d'or et $1\frac{1}{2}$ d'argent. Pour le 3e titre on met 8 gram. de plomb. $\frac{1}{2}$ gramme d'or et 1 gr $\frac{1}{2}$ d'argent.

511.

Or.

Action des Acides

Action des Acides.

De tous les acides il n'y a que l'acide muriatique oxigéné et l'acide nitro-muriatique qui aient la propriété de dissoudre l'or. l'acide nitreux cependant le dissout un peu.

Dans nos généralités sur les métaux, nous nous sommes assez étendus (voyez page 378 et suiv.) sur l'action de ces differents acides sur l'or, nous n'y reviendrons pas; nous rappellerons seulement ~~cependant~~ que par l'action de l'acide nitro-muriatique sur l'or, c'est un muriate que l'on obtient en dissolution.

Cette dissolution est jaune. il est très difficile d'en séparer l'oxide pur par les alcalis, ~~etc~~ à cause que la plupart forment avec elle des sels triples. cependant en en mettant un excès, on obtient un oxide jaune à l'aide du tems et de la chaleur.

Cet oxide jaune est soluble dans tous les acides, même dans les acides végétaux; tous les sels d'or sont jaunes et avec excès d'acide.

L'ammoniaque précipite le muriate d'or; ~~mais~~ le précipité est une combinaison d'oxide d'or et d'ammoniaque. on le connoit sous le nom d'or fulminant parce qu'il détonne avec force, lorsqu'il est séché et chauffé modérement. la théorie de ce fait est facile à saisir. l'ammoniaque se décompose; son hydrogène réduit l'or, et forme de l'eau qui se dégage avec l'azote.

La dissolution d'or est décomposée par tous les corps susceptibles de se combiner à l'oxigène. elle l'est même par le platine; ainsi tous les corps combustibles, les métaux, les matieres végétales et animales (1), les acides peu oxigénés, les sels métalliques au minimum

(1) les matieres végétales telles que le charbon, l'alcool, l'ether, les huiles &c.. décomposent la dissolution d'or d'autant plus promptemt que le mélange est exposé à une lumiere plus vive. dans une parfaite obscurité, il n'y a pas d'action.

reduisent l'or plus ou moins complettement et le précipitent.

Quand on verse du muriate d'Etain au minimum dans du muriate d'or étendu, l'or se reduit à un état d'oxidation très voisin de l'Etat metallique, se combine à une partie de l'oxide d'Etain qui est porté au maximum et se précipite. ce précipité est d'un beau pourpre. on le nomme pourpre de Cassius et on s'en sert pour peindre sur porcelaine.

Le sulfate de fer peu oxidé reduit complettement l'or, et le précipite sous la forme d'une poudre brune-noirâtre. cette couleur est due à la grande division du métal, le brunissoir lui rend son Eclat et sa couleur Jaune.

On se sert de cette poudre d'or pour dorer le bois, les métaux et la porcelaine.

76e Leçon. bis.

Platine

Du Platine.

Ce métal existe au pérou, à St domingue et en Espagne, mais c'est surtout du pérou qu'on le retire. il y accompagne toujours les mines d'Or.

On le trouve en petites masses arrondies connues dans le commerce sous le nom de Platine bruts, et qui sont composées de beaucoup de matières dont les unes sont simplement mélangées et dont les autres sont combinées.

Le vent d'un soufflet dirigé ~~dessus~~ sur cette mine broyée et étendue, suffit pour la séparer en deux parties bien distinctes. la partie que le vent enleve est un mélange de sable ferrugineux et d'oxides de chrôme et de titane probablement combinés au fer. il reste sur la place une poudre très pésante, noire, qui est à proprement parler la mine de platine, dans laquelle ce métal se trouve combiné à d'autres.

Les autres Substances ainsi que des paillettes d'un alliage d'or et d'argent qu'on trouve parsemées dans la poudre pésante, n'en forment pour ainsi dire que la Gangue.

Voici le tableau des Substances qui composent le platine brut.

Matières Mélangées. Sable Chromaté et titanite de fer. alliage d'or et d'argent en paillettes.

Matières combinées. fer. Cuivre. Soufre. Plomb. Rhodium. Osmium. Iridium. Palladium. Platine.

ce dernier forme la majeure partie du platine brut, les autres Substances, Surtout les quatre nouveaux métaux, n'y étant qu'en très petite quantité.

Purification

Purification du Platine

On connoît deux procédés pour purifier le platine, le 1er est employé par Mr Janetti, le 2d a été donné par Mr. Delisle de Versailles.

Procédé de Janetti. on calcine au feu de Reverbère le platine brut broyé et mêlé avec du nitrate de Potasse (?)(mur. Soude ?). on le traite ensuite par l'acide muriatique qui dissout les métaux oxidés.

On mélange le platine ainsi préparé avec des doses déterminées d'acide arsenieux et de potasse, on le projette dans un creuset rouge, et on le chauffe fortement.

On oxide par ce moyen le fer le cuivre et le plomb qui forment un laitier avec la silice et la potasse. l'arsenic reduit se combine en partie au platine, et forme avec lui un culot cassant et facilement fusible.

On fait fondre ce culot seul pour en séparer du laitier et de l'arsenic, et ensuite on le traite de nouveau par l'acide

arsenieux et par la potasse, puis on le fait fondre, et ainsi alternativement, jusqu'à ce que les Scories de brunes qu'elles étoient d'abord deviennent blanchâtres.

La dernière fusion s'opère dans un creuset large et plat, de manière a avoir un culot de 5 à 6 lignes seulement d'épaisseur.

On chauffe d'abord modérement ~~et~~ l'alliage dans un fourneau, mais on augmente le feu à mesure que l'arsenic se volatilise et que l'alliage devient moins fusible; et lorsque le feu d'un simple fourneau n'est plus suffisant pour en dégager de nouvelles portions d'arsenic, on expose le métal pendant huit jours à un feu de verrerie, après quoi on le bat pour lui donner de la densité et de la ténacité.

Le Platine ainsi préparé contient encore probablement du Palladium, du Rhodium et de l'arsenic. le 2d Procédé le donne plus pur et plus facilement.

Procédé de Mr Delisle. on commence toujours par broyer le platine brut, par le ~~broyer~~ calciner et par le traiter par l'acide muriatique qui enleve les métaux oxidés.

On traite le Résidu par l'acide nitro muriatique, et plusieurs fois, en renouvellant l'acide; afin de dissoudre tout ce qui peut l'être. il reste un résidu noirâtre, qui contient l'osmium la plus grande partie de l'Iridium, du chromate et du titanite de fer.

la Dissolution contient le Platine, le Palladium, le Rhodium et un peu d'Iridium. on la fait évaporer pour en chasser l'excès d'acide et pour la concentrer. on y verse une solution concentrée de muriate d'ammoniaque qui a la propriété de former des sels triples avec les quatre

muriates métalliques. mais de ces 4 sels triples, deux sont très peu solubles, ce sont ceux de Platine et d'Iridium. ils se précipitent donc, on les sépare, on les fait sécher et on les calcine fortement. par ce moyen on les décompose et on obtient à l'état métallique le platine et l'Iridium.

On traite de nouveau ce platine par l'acide nitro muriatique lequel alors ne dissout plus l'Iridium qui ne s'étoit en partie dissous la 1ere fois qu'à la faveur des autres métaux. on précipite le platine par le muriate d'ammoniaque, on le calcine et on le martelle.

Le Platine ainsi obtenu peut être regardé comme pur. il est entièrement soluble dans l'acide nitro muriatique, même foible. sa ~~couleur~~ dissolution est ~~orangée~~ rouge, et elle donne par le muriate d'ammoniaque un ppté jaune.

Le Platine est d'un blanc très éclatant. il pèse 22 à 23 fois plus que l'Eau. il est sans odeur et sans saveur. il est le plus dur, le plus ductile et le plus tenace des métaux ductiles après le fer. il est très malléable. Inaltérable au feu le plus violent, et fusible seulement au miroir ardent ou à un feu alimenté avec du gaz oxigène.

Un fil de platine très délié soumis à une forte décharge Electrique, se réduit en vapeurs et s'oxide ; l'oxide est irisé.

Le Platine ne paroit pas pouvoir se combiner au soufre. il se combine au phosphore, ses alliages sont peu employés, ~~il blanchit singulièrement l'or.~~

L'acide nitro-muriatique et l'acide muriatique oxigéné sont les seuls qui puissent ~~le~~ le dissoudre..

516.
Platine

Le Muriate de platine est précipité à l'Etat de Sel triple et non d'oxide par la Potasse, par l'ammoniaque, et par les Sels qui en sont formés.

cependant en mettant un grand excès de Potasse et en chauffant, il paroît qu'on sépare un peu d'oxide, car le précipité n'est plus entièrement Soluble dans l'Eau.

La Soude, la Baryte et la Strontiane ainsi que leurs Sels n'y forment aucun précipité. s'il se forme des Sels triples, il sont très Solubles.

Lorsqu'on chauffe violemment de la Potasse dans un creuset de Platine ce métal s'oxide et se combine à l'alcali, et est alors Soluble dans les acides Sulfurique nitrique et muriatique.

L'hydrogène sulfuré et les hydrosulfures précipitent le platine de sa dissolution, à l'Etat de simple mélange avec le Soufre. ce qui porte à le croire c'est que la moindre chaleur suffit pour les séparer.

Tous les métaux, l'or et l'argent exceptés, précipitent le platine à l'Etat métallique.

Le Muriate d'Etain peu oxidé forme dans la dissolution de platine un précipité rouge qui paroît être ~~formé~~ un composé de Platine très divisé et d'oxide d'Etain. de très petites q[ti]tés de Platine deviennent sensibles par ce réactif.

Le Sulfate de fer au minimum ne précipite pas le platine, ce qui offre un moyen de séparer ce métal de l'or.

---

§17 Métaux Particuliers à la mine de Platine.

Nouveaux Métaux.

Pour obtenir ces métaux, on calcine le platine brut pulvérisé avec du nitrate de potasse. on lave pour enlever le chromate de Potasse. on traite par l'acide muriatique pour dissoudre les oxides de titane de fer et de cuivre. on traite par l'acide nitro muriatique fait à parties égales et très étendues, qui dissout seulement l'or et l'argent. enfin on traite par l'acide nitro muriatique concentré et plusieurs fois comme nous l'avons déja dit.

Iridium et Osmium.

La Dissolution contient tout le reste du fer, du cuivre et du plomb, tout le platine, tout le palladium, tout le rhodium, un peu d'Iridium et peu d'osmium. le résidu contient donc tout l'osmium et presque tout l'Iridium.

On traite ce résidu dans un creuset par la potasse. par ce moyen on oxide les deux métaux mais surtout l'osmium. les oxides se combinent à la potasse on lave et on les enlève. on traite une seconde fois par la potasse pour enlever tout l'osmium. l'Iridium reste pur (il pourroit cependant encore contenir un peu de titane et de fer qu'on enlève facilement par l'acide muriatique.) on le fond dans un creuset avec du Borax.

On peut encore en retirer une certaine qté de la Dissolution alcaline. pour cela, on sature la liqueur par l'acide nitrique. l'oxide d'osmium étant très soluble dans l'Eau y reste; l'oxide d'Iridium se précipite en flocons verdâtres. on le sépare. on le dissout dans l'acide muriatique et on le précipite à l'Etat métallique par une lame de Zinc.

Osmium.

L'osmium est resté dans la liqueur ~~filtrée~~ on Introduit

Platine

cette liqueur dans une petite cornue et on la chauffe.
l'oxide d'Osmium étant même plus volatil que l'Eau, s'obtient
par la distillation.

On ajoute dans la liqueur distillée un peu d'acide muriatique
et on y plonge une lame de Zinc qui en précipite l'Osmium
sous la forme d'une poudre noire.

L'Osmium ainsi précipité paroit être à l'Etat métallique
mais il est devenu extrêmement volatil et oxidable.
il se volatilise et se sublime dans une cornue de verre,
en s'oxidant en partie.

Palladium et Rhodium.

Revenons à la dissolution de platine dans l'acide nitro-muriatique concentré, laquelle contient comme nous savons ~~contient~~ le Palladium, le Rhodium, le Platine, un peu d'Iridium, et en outre un peu de fer, de Plomb et de cuivre.

On en chasse l'Excès d'acide par l'Evaporation. on y verse du muriate d'ammoniaque qui en précipite le platine et un peu d'Iridium. on décante ~~et~~ ou filtre.

On met dans la liqueur ~~o~~ une lame de Zinc qui précipite tous les métaux excepté le fer. on traite le précipité par de l'acide nitrique foible qui dissout le plomb et le cuivre. le résidu est donc formé de Palladium, de Rhodium d'un peu de Platine et d'un peu d'Iridium; on le dissout dans l'acide nitro-muriatique. on en précipite encore le platine et une ~~peu~~ partie de l'Iridium par le sel ammoniac; on verse dans la liqueur du carbonate de soude qui forme des sels triples avec les 3 métaux qui y restent. ~~or~~ celui d'Iridium est insoluble et le

précipite. ceux de Palladium et de Rhodium restent dans la liqueur. on les obtient par l'Evaporation à Siccité. alors on les traite par l'alcool qui dissout seulement le sel de Palladium.

On évapore la dissolution alcoolique à siccité. on dissout le sel triple dans l'Eau. on y ~~fait~~ verse du prussiate de Potasse qui forme un prussiate de palladium vert et floconneux. on le fait sécher, on le calcine dans un creuset, le métal reste pur.

Le Résidu Insoluble dans l'alcool est le Muriate de Soude et de Rhodium. on le dissout dans l'Eau, et on en précipite le Rhodium à l'Etat d'oxide rougeâtre ou Jaune par la potasse, ou à l'Etat métallique par le Zinc.

Propriétés de l'Iridium

Propriétés de L'Iridium.

L'Iridium tel qu'on peut l'obtenir est aigre et cassant. il est Insoluble dans tous les acides, même dans le nitro-muriatique au dégré où celui ci dissout le platine. Calciné longtems avec de la potasse, il s'oxide et s'y combine. on peut alors le dissoudre dans l'Eau, et l'en précipiter par l'acide nitrique. cet oxide est vert; il passe au bleu par son exposition à l'air. il est soluble dans les acides. sa dissolution nitrique est d'un beau violet, sa dissolution muriatique est verte et devient rouge par la chaleur.

Quelques gouttes de sulfate de fer au minimum décolorent entièrement ces dissolutions sans les troubler. la noix de galle produit un Effet semblable. le fer.

Platine

et le Zinc en précipitent l'Iridium à l'Etat métallique et d'Insolubilité dans les acides.

Propriétés de l'Osmium.

Propriétés de L'Osmium.

L'Osmium est Insoluble dans l'acide nitro-muriatique. il est oxidable par la potasse. l'oxide formé peut à la faveur de l'alcali se dissoudre dans l'Eau, et alors il est plus volatil que ce liquide. Sa dissolution distillée est transparente, Incolore, a une odeur analogue à celle du gaz muriatique oxigéné, tache en noir toutes les matières végétales et animales.

La Noix de Galle la colore en pourpre passant au bleu très foncé. le prussiate de potasse ne la précipite pas.

Propriétés du Palladium

Propriétés du Palladium

ce métal peut être fondu à l'aide d'une forte chaleur et d'un fondant. il est assez ductile. il pèse 11,5. seul il est Infusible. il est Soluble à chaud dans les acides Sulfurique, muriatique et nitrique, et à froid dans l'acide nitro-muriatique. ses dissolutions sont très brunes, précipitent en vert par le prussiate de potasse, sont décolorées par le Sulfate de fer et par la noix de Galle. elles précipitent par la potasse.

Sa dissolution muriatique forme des sels triples Solubles dans l'Eau et dans l'alcool avec les muriates et les carbonates de Soude et d'ammoniaque.

Propriétés du Rhodium.

Propriétés du Rhodium.

ce métal est Infusible seul. il se fond à l'aide d'un

foudant, il est moins soluble que le précédent dans les acides; mais on peut le faire dissoudre dans l'acide nitro-muriatique et l'en précipiter à l'état d'oxide jaune par la potasse. en cet état il est soluble dans les acides sulfurique, nitrique et muriatique, et donne des dissolutions roses.(x) ces dissolutions ne sont précipitées ni par l'hydrogène sulfuré ni par le prussiate de potasse. (x). (x) ? (x).

Tableau des quantités d'or et d'argent qu'on peut supposer être versées dans le commerce de l'Europe, par les differentes parties du monde; année commune calculée de 1790 à 1802.

	Kilogr. d'Or.		Kilogr: d'Argent	
Europe. hongrie	650		20000	
Saltzbourg	75			
Etats autrichiens			5000	
hartz et hesse			5000	
Saxe			10.000	
Norwège	75		10.000	
Suède, France, Espagne &ca			5000	
Asie Sibérie	1700		17500	
Afrique	1500			
Total de l'ancien continent	4000	cy 4000	72.500	cy 72.500
Amérique Septentrionale	1300		600.000	
Amérique Mer.ale				
Possessions Espagnoles	5000		275.000	
Portugaises	7800			
Total du nouveau Contin.t	14100	ci 14100	875.000	ci 875.000
Total general en Kilogrammes		18100		947.500
Total général en Francs		54.300.000		189.500.000

Note sur la manière de reconnoître les corps que l'on rencontre le plus souvent dans l'analyse des substances minérales

Acides libres.

Les acides libres rougissent le papier et la teinture de tournesol.

Acide sulfurique.

liquide, incolore. forme avec le nitrate de baryte et le nitrate de plomb des précipités insolubles dans l'acide nitrique.

concentré et chauffé avec du charbon, dégage de l'acide sulfureux reconnoissable à son odeur irritante.

concentré, noircit le papier, la paille ou le bois qu'on y plonge.

Acide nitrique.

liquide odorant. dégage des vapeurs rouges lorsqu'on le verse sur de la limaille de fer ou de cuivre. il faut faire cet essai dans une petite fiole bouchée en papier, afin que les vapeurs s'y accumulent et deviennent plus visibles.

Jaunit la chair; saturé par la potasse donne par l'évaporation à siccité un sel qui fuse sur les charbons, et qui traité par l'acide sulfurique dégage des vapeurs blanches sans faire effervescence.

Acide muriatique.

Liquide, odorant, forme une vapeur épaisse à l'air lorsqu'il est concentré. forme avec le nitrate d'argent un précipité blanc d'un aspect caséeux insoluble dans l'acide nitrique.

Acide Boracique.

Solide. peu sapide. peu soluble dans l'eau froide. très soluble dans l'eau bouillante et cristallisant en paillettes argentées par le refroidissement. rougit foiblement le tournesol.

524.

Acide Phosphorique.

liquide ou solide lorsqu'il a été dessèché et fondu au feu. bien caustique forme avec la chaux un sel insoluble dans l'eau soluble dans l'acide nitrique. pptable de sa dissolution acide par l'ammoniaque, se fondant au chalumeau en un émail blanc.

Alcalis libres.

verdissent le sirop de violettes rougissent la teinture et le papier de curcuma.

Potasse.

tombe en deliquium à l'air et y reste liquide. sa dissolution un peu étendue ne précipite par aucun acide. saturée par l'acide sulfurique et évaporée fournit un sel facilement cristallisable qui est inaltérable à l'air.

est excessivement caustique et dissout toutes les matières animales.

Soude.

exposée à l'air tombe d'abord en déliquescence et ~~y reste liquide~~ ensuite s'y effleurit. sa solution ne précipite par aucun acide. saturée par l'acide sulfurique et évaporée, elle fournit un sel cristallisé qui tombe en poussière à l'air.

Ammoniaque

son odeur la fait reconnoître. lorsqu'elle est faible, on peut présenter à sa surface le bouchon d'un flacon ~~d'acide~~ à acide muriatique il se forme autour des vapeurs blanches opaques. on peut encore mieux neutraliser la liqueur par un acide, la concentrer et alors rendre l'ammoniaque sensible par un alcali fixe.

Baryte

sa solution quelqu'étendue qu'elle soit précipite par l'acide sulfurique. le ppté rassemblé est insoluble dans tous les acides.

525.

Strontiane

Sa dissolution concentrée précipite par l'acide sulfurique. le ppté est soluble dans une grande quantité d'eau, surtout à l'aide d'un excès d'acide.

Saturée par l'acide muriatique donne un sel qui pulverisé et projetté dans de l'alcool enflammé communique à la flamme une couleur pourpre.

Chaux.

Sa dissolution quelque concentrée qu'elle soit ne précipite par par l'acide sulfurique. forme avec l'acide carbonique un précipité qui se redissout dans un excès d'acide.

Terres.

Magnesie.

Blanche, douce au toucher, presqu'insipide. verdit le sirop de violettes. se dissout entièrement dans l'acide sulfurique un peu affoibli. cette dissolution bien saturée de magnésie précipite par l'ammoniaque. lorsqu'elle est avec excès d'acide, le ppté n'a plus lieu. elle ne se durcit par au feu.

Alumine.

douce au toucher. forme une pâte ductile avec l'eau. cette pate sechée et calcinée prend un retrait et une dureté considérable; elle est soluble dans l'acide sulfurique. sa dissolution est toujours acide et précipite par l'ammoniaque. elle est aussi pptée par la potasse dont un excès la redissout.

Silice

~~Imperiaux~~

est blanche, rude au toucher; insoluble dans les acides. soluble dans la potasse caustique. formant avec elle un verre

× à la chaleur rouge ~~transparent et~~ × liquide, qui reste transparent en refroidissant ce verre préparé avec un excès d'alcali se dissout dans

l'Eau d'où on peut précipiter la silice, par un acide sous la forme d'une gelée insoluble dans tous les acides, quelque fois lorsque la liqueur est très étendue le ppté n'a pas lieu au moment où on ajoute l'acide, mais il se forme par l'évaporation de la liqueur.

Sels alcalins et terreux.

Sulfates.
ne font pas effervescence avec l'acide sulfurique. ceux qui sont solubles forment avec la baryte un ppté insoluble dans l'acide nitrique tous, excepté celui d'ammoniaque, étant chauffés avec du charbon produisent des sulfures faciles à reconnoître par l'odeur qu'ils dégagent lorsqu'on les traite par un acide.

Nitrates.
Sont tous solubles dans l'Eau. ceux de chaux et de magnésie le sont aussi dans l'alcool. tous fusent sur les charbons, enflamment le soufre à l'aide de la chaleur, dégagent des vapeurs blanches acides par l'acide sulfurique sans cependant faire effervescence.

Muriates
font effervescence avec l'acide sulfurique et dégagent une vapeur acide très épaisse. Sont tous solubles. forment avec le nitrate d'argent un ppté insoluble dans l'acide nitrique.

Phosphates.
ne font pas effervescence et ne dégagent rien par l'acide sulfurique. ceux qui sont insolubles dans l'Eau, se dissolvent dans l'acide nitrique et en sont pptés par l'ammoniaque

ceux qui sont solubles forment avec le nitrate d'argent un ppté soluble dans l'acide nitrique. tous excepté celui d'ammoniaque sont indécomposables au feu et s'y fondent en verre ou en émail. celui d'ammoniaque est décomposé et laisse son acide à l'état de liberté.

Borates

Toutes borates sont décomposés par l'acide muriatique à l'aide de la chaleur. il ~~se forme~~ en resulte un muriate ~~soluble~~ et de l'acide boracique. on fait évaporer à siccité on traite par l'Eau froide pour dissoudre le muriate, et on traite le résidu par l'Eau bouillante. il doit s'y dissoudre en totalité et cristalliser ~~pour~~ en paillettes par le refroidissement.

Carbonates.

font effervescence avec l'acide acétique.

Sels Barytiques

forment avec l'acide sulfurique un ppté insoluble dans les acides.

Sels de Potasse.

Sont tous solubles. leur dissolution concentrée fait cristalliser celle de sulfate d'alumine et ppte celle de Platine.

Sels de Soude.

tous solubles, ne font pas cristalliser le sulfate d'alumine et ne précipitent pas le muriate de Platine.

Sels de Strontiane.

communiquent à la flamme de l'alcool une couleur pourpre.

Sels calcaires

Ceux qui sont solubles forment un ppté d'oxalate de chaux par l'acide oxalique. ceux qui sont insolubles peuvent être décomposés par le sous carbonate de Potasse qui en separe une partie de la base à l'état de carbonate. on fait dissoudre ce carbonate dans de l'acide acétique et on y constate la présence de la chaux par l'acide oxalique.

Sels ammoniacaux.

tous solubles, dégagent de l'ammoniaque par les alcalis caustiques.

Sels magnésiens

tous solubles lorsqu'ils sont neutres. leur dissolution ne forme pas de ppté à froid avec le ~~[illegible]~~ carbonate neutre de potasse. mais la précipitation a lieu par l'application du calorique.

lorsqu'ils sont neutres ils sont en partie pptés par l'ammoniaque. ils ne le sont plus lorsqu'on y ajoute auparavant un excès d'acide suffisant.

Dissolutions Métalliques.

arsenic.

ses dissolutions se colorent en jaune par l'hydrogène sulfuré. mais il ne se forme pas de ppté.

L'hydrosulfure de potasse ne précipite ni ne colore les dissolutions d'arseniate ~~[illegible]~~ de potasse, mais si ensuite on y verse un acide, il s'y forme un précipité jaune très beau.

L'arseniate de potasse précipite le sulfate de cuivre en blanc bleuâtre ~~[illegible]~~, L'arsenite le précipite en vert pré.

antimoine.

~~[illegible]~~ sa dissolution muriatique est pptée en blanc par l'eau, à moins qu'elle ne soit avec un très grand excès d'acide. elle l'est aussi en blanc par les alcalis et en jaune orangé par les hydrosulfures.

L'Emétique est ppté de même par l'hydrogène sulfuré et de plus précipite abondamment l'infusion de Quinquina

Mercure

Ses dissolutions au minimum précipitent en gris noirâtre ou jaunâtre par les alcalis et par l'ammoniaque.

Mer. forment avec l'acide muriatique un ppté blanc insoluble dans les acides. et avec l'hydrogène sulfuré et les hydrosulfures un précipité noir.

Les Dissolution au maximum forment un ppté orangé par les alcalis fixes, blanc par l'ammoniaque. noir par les hydro-sulfures.

toutes les dissolutions mercurielles et tous les sels mercuriels humectés forment une tache noire sur le cuivre, devenant blanche et brillante par le frottement et disparoissant par l'action du feu.

Plomb.

Ses dissolutions forment avec l'acide sulfurique un ppté blanc insoluble dans les acides. elles sont pptées en blanc par la potasse et la soude dont un excès ajouté redissout le précipité. elles sont précipitées en noir par l'hydrogène sulfuré et les hydrosulfures.

Fer.

Ses dissolutions au minimum sont précipitées en blanc passant au bleu verdâtre et au noir par les alcalis. elles forment avec le prussiate de potasse un ppté blanc passant au bleu par le contact de l'air ou par l'acide muriatique oxigéné. elles forment avec la teinture de noix de galle un ppté blanchâtre passant au bleu foncé par le contact de l'air.

les dissolutions au maximum sont précipitées en rouge par les alcalis, en bleu par le prussiate de potasse et en bleu noir par la teinture de noix de galle

aucune n'est précipitée par l'hydrogène sulfuré. toutes le sont par l'hydrosulfure de potasse. il se forme du sulfure de fer noir dont une petite partie se redissout dans l'hydro-sulfure alcalin lorsqu'on en ajoute un excès, et lui donne une couleur verte.

Cuivre

Ses dissolutions forment avec les alcalis fixes en excès un précipité bleu devenant rouge par l'ébullition. ce précipité est soluble dans l'ammoniaque et lui donne une couleur bleue céleste très foncée. Les mêmes dissolutions forment avec les prussiates alcalins un précipité d'un rouge très intense. ~~elles dissolvent~~

Le fer en précipite le cuivre à l'état métallique.

Argent

Les dissolutions d'argent précipitent en vert olive par la potasse. elles ne précipitent pas par l'ammoniaque. elles forment avec l'acide muriatique un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique et soluble dans l'ammoniaque. elles précipitent en noir par l'hydrogène sulfuré et les hydrosulfures. elles blanchissent le cuivre décapé et la tache blanche résiste au feu

---



